Aa

absorción Proceso en el que una sustancia capta parte de una radiación electromagnética procedente de una fuente exterior; el resto es reflejado hacia el exterior. De esta forma se incrementa la energía de los enlaces químicos de las partículas de la sustancia. Este incremento de energía provoca que la sustancia adquiera un color determinado.

Ejemplo

Un agujero negro es un cuerpo del cosmos que genera una gravedad tal que incluso la luz queda retenida en él. En este caso se produce una absorción total de las radiaciones electromagnéticas.

- **absorción de gases** Proceso consistente en la introducción de las moléculas de un gas en otra sustancia, lo que da lugar a una disolución o a una nueva sustancia. La absorción se produce de forma homogénea en toda la extensión de la sustancia, característica que la diferencia de la adsorción, que sólo se manifiesta en la superficie de contacto entre las sustancias.

acción de masas, ley de Ley que indica que, a una temperatura determinada, la velocidad a la que se produce una determinada reacción química es proporcional a las concentraciones de las sustancias reaccionantes.

Ejemplo

Dada la reacción reversible:

$N_2 + 3H_2 \leftrightarrows 2NH_3$

→

aceite

la velocidad de la reacción directa es:
$v_1 = k_1 \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3$
y la velocidad de la reacción inversa:
$v_2 = k_2 \cdot [NH_3]^2$
donde k_1 y k_2 son las constantes de proporcionalidad; $[N_2]$, $[H_2]$ y $[NH_3]$ son las concentraciones molares de reactivos y productos; y, 1, 3 y 2 son los coeficientes estequiométricos de la reacción.

aceite Lípido líquido a la temperatura de 20 °C, de procedencia animal o vegetal. Está formado por triglicéridos de ácidos grasos, con predominio de ácidos insaturados como el oleico o el linoleico. La composición de los aceites depende de la especie particular de plantas o animales. En estado puro, las grasas y los aceites son incoloros, inodoros e insípidos. Los colores, olores y sabores característicos asociados corrientemente a ellos son debidos a otras sustancias orgánicas que los acompañan.

➪ ÁCIDOS GRASOS

Ejercicio

Observa la tabla de composición de estos aceites y grasas:

	Ácidos grasos componentes, % en masa					
	Saturados			Insaturados		
	Mirístico	Palmítico	Esteárico	Oleico	Linoleico	Linolénico
Oliva	–	6,9	2,3	84,4	4,6	–
Maíz	1,4	10,2	3,0	49,6	34,3	–
Soja	0,1	9,8	2,4	28,9	50,7	6,5
Mantequilla	11,1	29,0	9,2	26,7	3,6	–

¿Qué diferencia hay entre los ácidos grasos saturados y los insaturados? A la vista de la tabla y de las recomendaciones médicas, ¿qué deberíamos comer para desayunar: pan con mantequilla o con aceite de oliva? →

Los ácidos grasos insaturados contienen un doble enlace o más en su cadena, mientras que los saturados no. Para prevenir las enfermedades coronarias es mejor utilizar un aceite con una mayor proporción de ácidos grasos insaturados; por tanto, escogeremos aceite de oliva, de maíz o de soja antes que la mantequilla. En general, las grasas de los mamíferos son saturadas, mientras que las procedentes de las verduras, el pescado y las aves de corral son insaturadas.

aceptor de electrones Átomo o grupo de átomos que recibe un par de electrones no compartidos para formar un enlace covalente coordinado con otra sustancia, que los proporciona. En la teoría de Lewis, un aceptor de electrones se comporta como un ácido.

Ejemplo

En la formación del catión NH_4^+ entre el NH_3 y el catión H^+, el aceptor de electrones es el H^+, mientras que el par de electrones lo proporciona el átomo de nitrógeno.

aceptor de protones Átomo o conjunto de átomos capaces de recibir un protón de una sustancia que lo cede. Según la teoría de Lewis, las bases son aceptoras de protones.

acero Aleación formada por hierro con una pequeña cantidad de carbono, que oscila entre 0,05 % y 2 %, y otros elementos en menor proporción, como silicio, manganeso, cromo, etc. El acero presenta una mayor resistencia, elasticidad y dureza que el hierro puro. Según el contenido de carbono, los aceros se dividen en aceros dulces, que tienen un bajo contenido de carbono y son dúctiles y maleables, por lo que se usan en la fabricación de planchas y vigas; aceros de mediano contenido de carbono, que se pueden soldar y forjar, y los de alto contenido de carbono, que son muy duros. El acero se obtiene en altos hornos, al tratar el hierro de tal manera que la mayor parte del carbono se oxida y se elimina el azufre y el fósforo, que pueden ser perjudiciales porque aumentan la fragilidad.

⇨ Bessemer, proceso

acero

- **acero inoxidable** Acero que contiene más de un 10 % de cromo y níquel, con cantidades menores de otros elementos. Tiene mayor resistencia a la corrosión gracias a la formación de una capa superficial de Cr_2O_3. Se utiliza en la construcción de tubos, calderas, cubertérías, hornos, hélices de turbinas, etc.

acetato de etilo Líquido volátil de fórmula $CH_3COOCH_2CH_3$, denominado *etanoato de etilo* en la nomenclatura sistemática. Posee un olor afrutado agradable y su toxicidad es muy débil. Industrialmente se prepara a partir del acetaldehído y es el más importante de los disolventes ligeros.

acético, ácido Líquido incoloro de fórmula CH_3COOH, llamado *ácido etanoico* en la nomenclatura sistemática. Está presente en el vinagre, al cual confiere sus propiedades ácidas. Es el más importante de los ácidos orgánicos y el segundo de la serie. Tiene un olor muy característico y es miscible en agua, alcohol y éter. Se usa en la fabricación de sus ésteres (acetatos), en la industria textil y en síntesis orgánica.

acetil coenzima A Derivado acetilado del coenzima A de fórmula $CH_3CO\text{-}S\text{-}CoA$, en el cual el grupo acetilo está unido por el átomo de azufre al coenzima. Es la forma biológicamente activa del ácido acético; a través de él el radical acetilo (que proviene del catabolismo de glúcidos, lípidos y proteínas) pasa fácilmente de una molécula a otra.

Ejemplo

Acetilaciones: formación del acetilcolina.

$$\text{Acetil-CoA} + \text{colina} \longrightarrow \text{acetilcolina} + \text{CoA-SH}$$

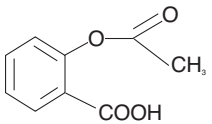
Síntesis celulares: anabolismo de los ácidos grasos y los esteroles.

$$\text{Acetil-CoA} + 7\text{-malonil-CoA} \longrightarrow CH_3(CH_2)_{14}COOH + (\text{ácido palmítico}) + 7\,CO_2 + 8\,CoA$$

Puede provenir de la descarboxilación del ácido pirúvico, de la β-oxidación de los ácidos grasos o de la degradación de determinados aminoácidos.

acetileno Gas incoloro y tóxico, de fórmula CH≡CH, llamado *etino* en la nomenclatura sistemática. Su combustión es muy exotérmica y la llama obtenida llega a temperaturas de 3 500 °C, por lo que se utiliza para soldar y cortar metales. Es uno de los reactivos petroquímicos más versátiles, ya que su carácter insaturado lo hace altamente reactivo, lo que permite la obtención de una gran variedad de materias primas secundarias, como acetaldehído, tricloroetano, isopreno, butadieno, acetato de vinilo, etc. La mayor parte del acetileno se obtiene por craqueo de hidrocarburos a temperaturas elevadas.

acetilsalicílico, ácido Compuesto orgánico derivado del ácido salicílico. Es un fármaco que se utiliza contra el dolor (migrañas y cefalea) y el reumatismo; además se han descubierto sus propiedades beneficiosas como antipirético e incluso en la prevención y el tratamiento de gripes e infartos de miocardio y cerebrales.



¿SABÍAS QUE...? acetilsalicílico, ácido

En 1897 Félix Hoffmann, un químico de los laboratorios Bayer, en Alemania, preparó un compuesto del ácido acetilsalicílico que apareció en el mercado con el nombre de *aspirina*. Fue uno de los primeros fármacos comercializado en forma de comprimido.

acetona Compuesto orgánico de fórmula CH_3COCH_3, la más simple y la más importante de las cetonas, llamada *propanona* en la nomenclatura sistemática. Es un líquido incoloro, volátil y muy inflamable, miscible en agua y alcohol. Se obtiene a partir del alcohol isopropílico y se usa como un disolvente potente y como materia prima para obtener otros disolventes.

acidez

acidez Medida cuantitativa de las propiedades ácidas de una sustancia que refleja la capacidad de un ácido para ceder protones; se cuantifica a través del valor de la constante de acidez, K_a. En disoluciones diluidas el valor del pH nos informa de la fortaleza del ácido; así, el pH=0 es el más alto de la escala de acidez, mientras que el más bajo, pH=14, indica un valor mínimo de acidez y máximo como base. En disoluciones concentradas de ácidos fuertes, la información sobre la acidez es proporcionada por la concentración de iones H_3O^+.

- **acidez, constante de o constante de ionización ácida** Constante que mide la fortaleza del ácido y se representa por K_a. Se obtiene al dividir las concentraciones de las sustancias disociadas por la concentración de la fracción molecular no disociada del ácido reactivo.

$$AH \xrightarrow{H_2O} A^{-1} + H_3O^+$$

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$$

Ejemplo

La constante del ácido acético es de $1{,}8 \cdot 10^{-5}$ y su expresión:

$$CH_3 - COOH \xrightleftharpoons{H_2O} CH_3 - COO^{-1} + H_3O^+$$

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^{-1}] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}\ \text{moles} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Este valor nos indica que el numerador de la fracción es mucho más pequeño que el denominador; por eso decimos que el acético es un ácido débil y que la reacción está poco desplazada hacia la derecha.

acidimetría ⇨ ALCALIMETRÍA

ácido Sustancia que tiene sabor agrio, reacciona con los metales liberando hidrógeno, transforma en color rojo una disolución azulada de tornasol y decolora la fenolftaleina; en disolución acuosa, conduce la corriente eléctrica y reacciona con las bases, lo que produce sales y neutraliza su reactividad. Según la teoría de Arrhenius, la acidez en di-

solución acuosa se explica por la cesión de iones H^+ al medio; éstos forman iones H_3O^+ con el agua a través de un enlace covalente coordinado.

Ejemplo

1.° disociación del ácido clorhídrico: $HCl \xrightarrow{H_2O} Cl^{-1} + H^+$
2.° unión del catión hidrógeno con el agua: $H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$
Son ácidos de Arrhenius: el ácido clorhídrico HCl, el sulfúrico H_2SO_4 y el nítrico HNO_3.

La teoría de Brönsted y Lowry amplía los conceptos de Arrhenius a disoluciones no acuosas. Así, un ácido de Brönsted y Lowry sólo se manifiesta como tal delante de otra sustancia que actúa de base. Es decir, se produce una reacción de transferencia de protones en la que la base capta los protones cedidos por el ácido.

Ejemplo

ácido ⟷ base conjugada + ácido conjugado
$AH \longleftrightarrow A^{-1} + H^+$

Finalmente, la teoría de Lewis amplía las anteriores, ya que define un ácido como una sustancia capaz de aceptar un par de electrones, mientras que las bases son sustancias que ceden pares de electrones. Así, una sustancia como el CO_2 es un ácido de Lewis. El modelo de Lewis se usa para explicar comportamientos ácidos de sustancias que no contengan hidrógeno.

FÍJATE BIEN ácido

El átomo de hidrógeno está formado por un protón y un electrón; cuando pierde el electrón, el catión resultante contiene únicamente el protón del núcleo. Por eso al catión hidrógeno, H^+, se le denomina *protón*.

→

ácido

Algunos ácidos importantes		
Nombre	**Fórmula**	**Dónde se encuentra/Usos**
ácido clorhídrico	HCl	En el estómago, en el salfumán
ácido sulfúrico	H_2SO_4	Lluvia ácida, baterías de los coches
ácido nítrico	HNO_3	Lluvia ácida
ácido perclórico	$HClO_4$	En la fabricación de explosivos
ácido carbónico	H_2CO_3	En las bebidas carbónicas
ácido cítrico	$C_6H_8O_7$	En las naranjas y los limones
ácido acético	CH_3-$COOH$	En el vinagre
ácido fórmico	$HCOOH$	En las hormigas
ácido sulfhídrico	H_2S	En las emanaciones volcánicas

- **ácido-base, indicador** ➪ INDICADOR
- **ácido-base, reacción** Reacción de transferencia de protones desde el ácido a la base. Si el ácido es más fuerte que la base, el pH resultante será inferior a 7. Si la base es más fuerte que el ácido, entonces tendremos pH superior a 7. Por último, si el ácido y la base son igual de fuertes o de débiles, se obtendrá un pH=7; en este caso se habrá alcanzado la neutralización de las propiedades ácidas y básicas, por lo que la reacción se denomina *reacción de neutralización*.

Ejemplo

ácido + base ⟷ base conjugada + ácido conjugado

$AH + B^{-1} \longleftrightarrow A^{-1} + BH$

$HCl + H_2O \longleftrightarrow Cl^{-1} + H_3O^+$

$H_2O + NH_3 \longleftrightarrow OH^{-1} + NH_4^+$

$NH_4^+ + CO_3^{-1} \longleftrightarrow NH_3 + HCO_3^{-1}$

- **ácido conjugado** Sustancia procedente de la captación de un protón por una base, según la teoría de Brönsted y Lowry. Cuanto más fuerte es una base más débil es su ácido conjugado y viceversa.

Ejemplo

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^{-1}$$

base ácido ácido conjugado de la base — base conjugada del ácido

Ejercicio

Formula los ácidos conjugados de las siguientes bases: H_2O, NH_3, CO_3^{-2}, OH^{-1}

Base	Ácido conjugado
H_2O	H_3O^+
NH_3	NH_4^+
CO_3^{-2}	HCO_3^{-1}
OH^{-1}	H_2O

- **ácido débil** Ácido cuya capacidad para ceder protones es muy limitada, por lo que su constante de disociación ácida es pequeña e inferior a la unidad. Es el caso del ácido acético o el carbónico. Así, los productos de la reacción de disociación pueden actuar en sentido contrario: es una reacción de disociación ácida reversible.
- **ácido fuerte** Ácido cuya capacidad para ceder protones es muy elevada, lo que se manifiesta en una constante de acidez muy grande. Es el caso del ácido clorhídrico o el sulfúrico. En este caso, la reacción de disociación tiene un comportamiento prácticamente irreversible.

Ejercicio

Calcula el pH de una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico, HCl.

$$HCl \xrightarrow{H_2O} Cl^{-1} + H_3O^+$$

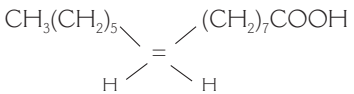
inicio 0,1 M forma 0,1 M, ya que está totalmente ionizado

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[10^{-1}] = 1$$

ácido

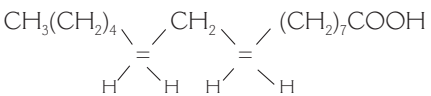
- **ácidos grasos** Ácidos carboxílicos de cadena larga no ramificada, de 14 a 22 átomos de carbono. Pueden ser saturados o insaturados; al aumentar el número de insaturaciones disminuye el punto de fusión. Los ácidos grasos forman triésteres con la glicerina, denominados *triglicéridos*, que constituyen los lípidos. De éstos, los que se componen principalmente de ácidos grasos saturados son sólidos (las grasas), mientras que aquellos en los que abundan los ácidos grasos insaturados son líquidos (aceites).

$CH_3(CH_2)_{10}COOH$
ácido láurico
(pf 44 °C)



ácido palmitoleico
(pf 32 °C)

$CH_3(CH_2)_{16}COOH$
ácido esteárico
(pf 72 °C)



ácido linoleico
(pf –5 °C)

actínidos Conjunto de elementos que constituyen la segunda serie de transición interna. Va del torio (Z=90) hasta el laurencio (Z=103). Se caracterizan por que su configuración electrónica va llenando progresivamente los orbitales 5f; esta característica no la cumple el actinio, por lo que normalmente no se incluye dentro de la serie. Son elementos radiactivos; del torio al uranio se pueden encontrar en la naturaleza, mientras que los elementos posteriores (los denominados *transuránidos*) se obtienen de forma sintética. Sus propiedades químicas son similares: son muy electropositivos, reaccionan con agua caliente y con ácidos, y presentan número de oxidación +3.

actinio Elemento químico de símbolo Ac, perteneciente al grupo 3 de la tabla periódica, de número atómico 89 y masa atómica 227. Es un elemento radiactivo que aparece como un metal blanco grisáceo. Químicamente se comporta como una tierra rara. Reacciona suavemente con el agua, liberando hidrógeno; también reacciona con el aire y con

los ácidos y las bases. Se conocen 30 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Ac-227, que tiene una vida media de 21,7 años. Debido a su radiactividad, se usa como fuente de neutrones.

- **actinio, serie del** ⇨ SERIE RADIACTIVA DEL ACTINIO

activación, energía de ⇨ ENERGÍA DE ACTIVACIÓN

acumulador Pila reversible que puede actuar indistintamente tanto de generador como de receptor de energía eléctrica. Se producen reacciones de oxidación-reducción que aportan los electrones necesarios para producir el voltaje. Los acumuladores son la forma idónea para transportar energía de un lugar a otro.

- **acumulador de níquel-hierro** Acumulador en el que el cátodo está formado por níquel y el ánodo, por hierro, ambos sumergidos en una disolución alcalina de hidróxido de potasio. Son muy resistentes y de fácil mantenimiento, aunque caros. Se consiguen voltajes de solamente 1,25 V.
- **acumulador de plomo** Acumulador formado por unas placas de plomo, que actúan como ánodo, intercaladas con otras de óxido de plomo, que actúan como cátodo. Estas placas están inmersas en una disolución diluida de ácido sulfúrico, que es el electrólito que posibilita la conductividad.

Ejemplo

Reacciones que se producen:

(–) ánodo (oxidación): $Pb \xleftrightarrow{SO_4^{2-}} Pb^{2+} + 2e^-$ descarga del acumulador

(+) cátodo (reducción): $PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \xleftrightarrow{SO_4^{2-}} Pb^{2+} +$ $+ 2H_2O$ carga

reacción global: $Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \longleftrightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$

La reacción directa corresponde a la descarga, mientras que en la contraria se realiza la carga, lo que regenera los reactivos y aumenta la concentración de H_2SO_4. La f.e.m. obtenida es de 2 V, pero pueden combinarse diferentes baterías para aumentar el voltaje. Conviene mantener la disolución diluida y evitar las descargas bruscas que conducen a la formación irreversible de cristales de $PbSO_4$, que se depositan en los electrodos.

adición

adición, reacción de Reacción que se da en compuestos orgánicos no saturados en la que los dobles y triples enlaces son atacados por diversos reactivos. Hay varios tipos de reacciones de adición:

- Adiciones radicálicas: poco frecuentes, aunque se pueden dar en presencia de peróxidos como catalizadores. Las adiciones radicálicas de derivados acetilénicos son muy importantes en la síntesis de polímeros.
- Adiciones electrófilas al doble o triple enlace: propias de alquenos y alquinos.

$$CH_3 - CH = CH_2 + H\,Br \longrightarrow CH_3 - CH\,Br - CH_3$$

- Adiciones nucleófilas: se producen cuando la molécula tiene dobles enlaces polarizados, como es el grupo carbonilo C=O.

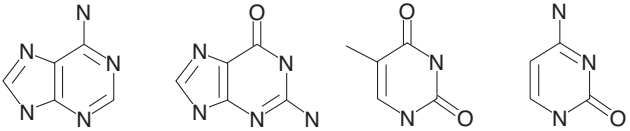
$$CH_3 - CH_2 - \underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}} = O + H\,C \equiv N \longrightarrow CH_3 - CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle OH}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}} - C \equiv N$$

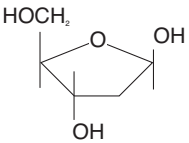
Ejercicio

Al reaccionar el 2-metil-2-buteno con cloruro de hidrógeno se forman dos derivados clorados. Escribe la reacción con los dos productos formados y nómbralos.

$$CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}} = CH - CH_3 + H\,Cl \longrightarrow \begin{cases} CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}\,Cl - CH_2 - CH_3 \\ \text{2-metil-2-clorobutano} \\ CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{CH}} - CH\,Cl - CH_3 \\ \text{3-metil-2-clorobutano} \end{cases}$$

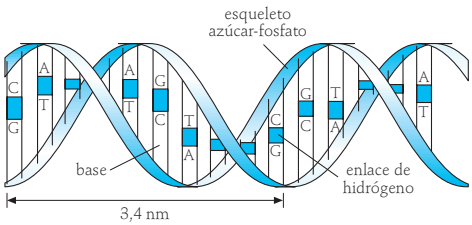
ADN (ácido desoxirribonucleico) Macromolécula presente en el núcleo de la célula. El ADN contiene la información hereditaria, organizada en genes, que son secuencias de la cadena que controlan porciones de la información. Químicamente está formada por unidades llamadas *nucleótidos*, compuestos por el monosacárido 2-desoxirribosa, un grupo fosfato y una base nitrogenada. Hay cuatro tipos posibles de bases: adenina, guanina, timina y citosina.





2-desoxirribosa

Una molécula de ADN consta de dos cadenas de nucleótidos que se mantienen unidas por enlaces de hidrógeno (solamente se pueden dar dos emparejamientos: adenina-timina, guanina-citosina) y con una torsión que forma una doble hélice. La secuencia de bases a lo largo de la cadena del polinucleótido transporta la información genética gracias al código genético, que permite la traducción desde el ADN hasta la síntesis de proteínas. La molécula de ADN tiene capacidad para replicarse, es decir, para hacer copias exactas de sí misma.



Estructura de doble hélice del ADN.

¿SABÍAS QUE...?

ADN

En 1953, Francis Crick y James Watson propusieron la estructura de doble hélice para la molécula de ADN a partir de sus estudios de difracción de rayos X. Su trabajo mereció un premio Nobel.

adrenalina

adrenalina Hormona secretada por la médula suprarrenal. La secreción de adrenalina en la sangre provoca una serie de respuestas, entre ellas un aumento de la presión sanguínea, del ritmo cardíaco y del rendimiento del corazón.

adsorción Incrustación en la superficie de un sólido de una capa de iones o moléculas de un gas y, en menor medida, de un líquido. El proceso se produce por la atracción entre las partículas de la superficie del sólido (el adsorbente) y las del gas (el adsorbato). Cuanto más rugosa y extensa sea la superficie, mayor será la adsorción. Se utiliza fundamentalmente en los procesos de catálisis heterogénea. Los catalizadores de paladio (Pd) o de platino (Pt) adsorben las partículas de las sustancias reaccionantes y debilitan sus enlaces, por lo que la reacción se acelera.

Ejemplo

La hidrogenación de los alquenos es lenta, pero si se hace en presencia de Pd o Pt se acelera notablemente, puesto que los átomos de carbono del doble enlace se adhieren al catalizador; así se facilita la incorporación posterior de un nuevo átomo de hidrógeno a cada carbono.

$$\underset{\text{2-butadieno}}{CH_3 - CH = CH - CH_3} + H_2 \xrightarrow{Pt} \underset{\text{butano}}{CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3}$$

¿SABÍAS QUE...? adsorción

La adsorción tiene gran importancia en los procesos técnicos de purificación de sustancias, por ejemplo mediante técnicas de cromatografía, en el control de los efluentes de una fábrica, en la refinación de aceites lubricantes, etc.

aerosol Dispersión coloidal de una sustancia líquida o sólida finamente dividida en un gas. El funcionamiento de los aerosoles consiste en una pulverización rápida de la sustancia dispersa. Al presionar el dispositivo, la sustancia se volatiliza produciendo una fina pulverización y se

lanza al exterior en forma de gotas diminutas (spray), o en forma de pasta o crema. Al ser su viscosidad muy baja las partículas se mueven muy rápidamente. Los aerosoles, que incrementan la contaminación atmosférica, se usan para elaborar fármacos, cosméticos e insecticidas.

Ejemplo

La niebla, agua dispersa en el aire, es un ejemplo de aerosol líquido, mientras que el humo, pequeñas partículas de polvo o restos de combustión dispersos en el aire, es un ejemplo de aerosol sólido.

¿SABÍAS QUE...? aerosol

Los clorofluorocarbonos, CFC, utilizados en lacas, pinturas o extintores, son aerosoles, pero debido a su acción destructiva de la capa de ozono están siendo sustituidos por otros productos menos dañinos.

afinidad electrónica Energía absorbida o desprendida cuando un átomo neutro de un elemento en estado gaseoso capta un electrón: $A_{(g)} + 1e \longrightarrow A^{-1}_{(g)} \pm$ energía. Puede existir una afinidad electrónica referida al segundo electrón y también al tercero; son valores más altos porque se ha de vencer la repulsión entre los electrones que se encuentran en exceso. La tendencia a formar iones negativos es mayor cuanto más exotérmico es el proceso. Así, los halógenos captan con facilidad un electrón para adquirir la estabilidad de un gas noble, por lo que la formación de los haluros desprende energía, el ion tiene un contenido energético menor y es más estable. La afinidad electrónica o electroafinidad es difícil de medir, pero sus valores se pueden obtener a través del ciclo de Born-Haber.

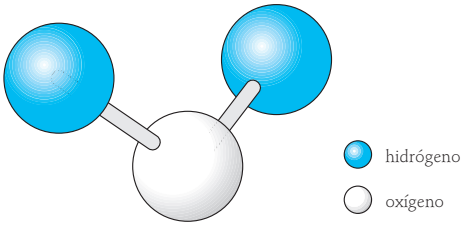
agitador Instrumento de laboratorio que sirve para homogeneizar líquidos, mezclas líquidas o suspensiones y fluidos en general mediante el movimiento. Se utiliza en calorimetría, extracciones y absorciones.

agua

Ejemplo

Afinidades electrónicas de los elementos del 1.º y 2.º período, en $kJ \cdot mol^{-1}$:
H: -73; He: 54; Li: 57; Be: 66; B: -15; C: -123; N: 31; O: -141; F: -333; Ne: 99
Un valor negativo indica que cuando se forma el anión se desprende energía; a mayor valor, más estable será el ion obtenido. Así, para el Ne se necesitan 99 $kJ \cdot mol^{-1}$, lo que indica que difícilmente se formará el ion correspondiente.

agua Compuesto formado por hidrógeno y oxígeno, de fórmula H_2O. Es un líquido incoloro, inodoro e insípido, de densidad $1 g \cdot cm^{-3}$ a 4 °C; a la presión de 1 atm tiene punto de fusión a 0 °C y punto de ebullición a 100 °C. Químicamente es neutro, con un pH=7. Es el principal disolvente de la mayoría de sustancias sólidas, líquidas y gaseosas (la fauna marina necesita oxígeno, que se encuentra disuelto en el agua). Aparece en la naturaleza en los tres estados: sólido, en forma de hielo en los glaciares y casquetes polares; líquido, en los ríos y océanos, y gaseoso, en forma de vapor en la atmósfera. Generalmente el agua común contiene numerosas variedades de sales y otras sustancias disueltas. La importancia del agua es fundamental en los procesos industriales, farmacéuticos, alimentarios, etc. Constituye un componente esencial de la vida y se encuentra en las células animales y vegetales. Los animales pueden contener hasta un 70 % de agua y las plantas hasta un 95 %.



Esquema de la estructura del agua.

¿SABÍAS QUE...?

agua

El agua fue considerada uno de los cuatro elementos básicos, junto con el fuego, el aire y la tierra. Hasta 1781 no se obtuvo agua por primera vez. Lo consiguió por casualidad el químico inglés Cavendish al quemar hidrógeno (gas que denominó *aire inflamable*). Fue Lavoisier quien halló la composición del agua por síntesis y análisis, y quien propuso el nombre de *hidrógeno*, que significa «engendrador de agua», al aire inflamable de Cavendish.

- **agua blanda** ⇨ DUREZA DEL AGUA
- **agua de cristalización** Agua que queda retenida en el proceso de cristalización de una sal. Se une a los iones de la sal formando la red cristalina mediante uniones electrostáticas en proporciones fijas. El compuesto obtenido se denomina *hidrato*.
- **agua destilada** Agua pura obtenida mediante el proceso de destilación de aguas impuras o de aguas que contienen sales disueltas. El agua químicamente pura no se puede encontrar en la naturaleza. Es difícil alcanzar purezas del 100 %; para ello se tiene que realizar una segunda destilación y evitar el contacto con el aire. El agua destilada se utiliza en los laboratorios, en la industria farmacéutica y en aquellos procesos en los que el agua impura resulta perjudicial.
- **agua dura** ⇨ DUREZA DEL AGUA
- **agua oxigenada** ⇨ PERÓXIDO DE HIDRÓGENO
- **agua pesada** Nombre común del óxido de deuterio, D_2O. Es un líquido más denso que el agua (d=1,106 $g \cdot cm^{-3}$) y químicamente activo; se emplea en reactores nucleares como moderador para frenar el movimiento de los neutrones.
- **agua potable** Agua apta para su consumo por parte del ser humano y los animales domésticos. Su procedencia es diversa: fuentes naturales, ríos o agua del mar (en aumento gracias a procesos de desalinización). Para que un agua sea potable ha de cumplir tres tipos de requisitos: las propiedades físicas (color, olor y sabor), las químicas (contenido de cloruros, sulfatos, nitratos, cianuros, magnesio, metales pesados, detergentes, etc.) y las microbiológicas (bacterias).

agua

- **agua regia** Mezcla de ácido nítrico, HNO_3, y ácido clorhídrico, HCl, en una proporción de 1 a 3. Es un oxidante muy enérgico. Se llama así porque ataca a los metales nobles, incluidos el platino y el oro, que resisten la acción individual del HNO_3.
- **aguas madres** Solución obtenida después de haber separado mediante filtración los cristales formados en el proceso de cristalización. Estas aguas contienen impurezas y algo de soluto, que se puede separar si se repite la cristalización.

aire Mezcla de gases que forma la atmósfera. En el siglo XVIII, los químicos Scheele, Cavendish y Lavoisier determinaron que el aire es una mezcla de gases, básicamente nitrógeno, un elemento químicamente inerte pero esencial para las plantas, y oxígeno, necesario para la respiración de animales y plantas. Hasta finales del siglo XIX no se detectó la presencia minoritaria de gases nobles (Ar, Ne, Kr) en proporciones menores al 1 %. También contiene CO_2, procedente de la combustión de combustibles fósiles, y vapor de agua, cuyo origen se sitúa en la evaporación de ríos, lagos y mares. La densidad media del aire en condiciones normales es de 1,29 $g \cdot dm^{-3}$. Puede licuarse por enfriamiento a baja presión.

> **FÍJATE BIEN** aire
>
> Composición volumétrica del aire seco a 0 °C y 1 atm: N_2 78 %, O_2 21 %, Ar 0,9 %, CO_2 0,03 %, Ne 0,0018 %, Kr 10^{-4} %, Xe 10^{-6} % y Rn $6 \cdot 10^{-18}$ %.
> La concentración de CO_2 puede variar y se está incrementando en los últimos años como consecuencia de la industrialización; es uno de los causantes del cambio climático.
> El contenido de vapor de agua depende del lugar y de las condiciones meteorológicas; no hay la misma cantidad de vapor de agua en la costa que en el interior, ni en la selva que en el desierto.

álcali Óxidos, hidróxidos y carbonatos de los metales alcalinos, del calcio y del magnesio. Por extensión, sinónimo de *base*.

Ejemplo

Son álcalis el óxido de litio, Li_2O; el hidróxido de sodio, NaOH; el hidróxido de potasio, KOH; el carbonato de sodio, Na_2CO_3, y el carbonato de calcio, $CaCO_3$.

alcalimetría Método de análisis volumétrico que permite la valoración cuantitativa de un ácido mediante la reacción de neutralización con una base de concentración conocida. Se usan disoluciones de bases fuertes, como hidróxidos alcalinos. El proceso se lleva a cabo llenando una bureta con la base, que dejaremos gotear lentamente sobre un erlenmeyer en el que se encuentra un volumen determinado del ácido cuya concentración queremos calcular. En el matraz se ponen unas gotas de un indicador ácido-base, que será el que indique que se ha llegado al punto de equivalencia. El resultado puede apreciarse mejor a través de una gráfica pH-volumen introducido de la base. Sabiendo el volumen y la concentración de la base, se puede determinar la concentración del ácido. Si queremos valorar una base el proceso se invierte. La valoración volumétrica de una base recibe el nombre de *acidimetría*.

Ejercicio

Se valoran 50 cm^3 de una disolución de HCl de concentración desconocida; como indicador se usa tornasol, que pasa de rojo a azul cuando de la bureta han caído 25 cm^3 de una disolución básica 0,2 M. ¿Cuál es la concentración de esta disolución de HCl?

Reacción ácido-base: $HCl + NaOH = NaCl + H2O$

$1\ mol\ \ 1mol$

$$25\ cm^3 \cdot \frac{1\ dm^3}{10^3\ cm^3} \cdot \frac{0{,}2\ mol\ NaOH}{1\ dm^3} \cdot \frac{1\ mol\ HCl}{1\ mol\ NaOH} =$$

$$= 5 \cdot 10^{-3}\ mol\ HCl$$

$$\frac{5 \cdot 10^{-3}\ mol\ HCl}{50 \cdot 10^{-3}\ dm^{-3}} = 0{,}1\ M\ HCl$$

alcalinos

¿SABÍAS QUE...? alcalimetría

En la valoración de un ácido fuerte con una base fuerte, si la concentración de la base es el doble que la del ácido, el volumen de la base que se necesita será la mitad del volumen del ácido.

alcalinos, metales Denominación del conjunto de los elementos del grupo 1 de la tabla periódica. Son el litio (Z=3), el sodio (Z=11), el potasio (Z=19), el rubidio (Z=37), el cesio (Z=55) y el francio (Z=87). Se caracterizan por tener un electrón en su orbital s más externo. Son elementos metálicos blandos, buenos conductores del calor y de la electricidad. Además, son ligeros y presentan puntos de fusión bajos. Ceden con facilidad su electrón s, por lo que son elementos muy reactivos que se presentan con número de oxidación +1 y forman compuestos iónicos. Reaccionan con el oxígeno atmosférico, por lo que normalmente se guardan en condiciones anhidras, por ejemplo sumergidos en éter de petróleo.

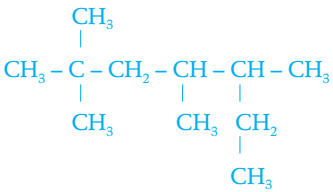
alcalino-térreos, metales Denominación del conjunto de los elementos del grupo 2 de la tabla periódica. Son el berilio (Z=4), el magnesio (Z=12), el calcio (Z=20), el estroncio (Z=38), el bario (Z=56) y el radio (Z=88). Todos ellos tienen dos electrones en su orbital s más externo. Sus propiedades físicas y químicas son similares a las de los metales alcalinos, aunque son más densos y duros que éstos. Pierden con facilidad sus dos electrones externos, por lo que presentan número de oxidación +2 y son bastante reactivos. Suelen formar compuestos iónicos, aunque el berilio y el magnesio forman compuestos covalentes.

alcanos Conjunto de los compuestos orgánicos más sencillos, formados por carbono e hidrógeno. Se dice que están saturados porque cada molécula de carbono está enlazada con el máximo número posible de hidrógenos y su hibridación es siempre sp^3. Su fórmula general es C_nH_{2n+2}. Se nombran con el sufijo *–ano* y una raíz que indica el número de carbonos de la cadena más larga. Los puntos de fusión y ebullición de los alcanos crecen con la longitud de la cadena: los más ligeros son gases, mientras que el pentano es líquido a temperatura ambiente.

Son insolubles en agua y solubles en disolventes orgánicos. En general son muy poco reactivos, ya que los enlaces C-C y C-H son fuertes, pero presentan una reacción característica: la pirólisis.

Ejercicio

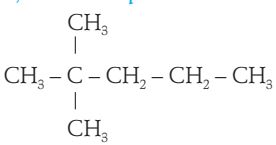
Nombra el siguiente compuesto:



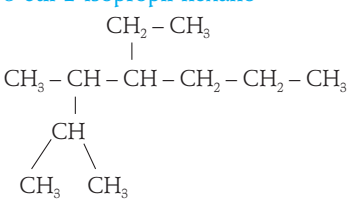
2,2,4,5-tetrametil-heptano

Formula los siguientes alcanos:

2,2- dimetil-pentano



3-etil-2-isopropil-hexano



¿SABÍAS QUE...? alcanos

Muchos alcanos, sobre todo los más volátiles, se utilizan como quitamanchas, ya que disuelven bien las grasas. Pero son tóxicos e inflamables, por lo que deben manipularse en lugares ventilados y lejos de llamas.

alcohol absoluto

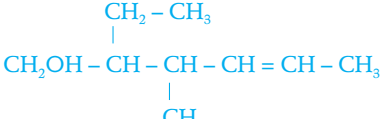
alcohol absoluto ⇨ ETANOL

alcoholes Compuestos orgánicos que presentan un grupo hidroxilo (–OH) unido a un átomo de carbono. El nombre del alcohol deriva del hidrocarburo correspondiente añadiendo el sufijo *–ol* e indicando la posición del grupo hidroxilo. Cuando un grupo –OH se encuentra en una molécula que contiene otro grupo funcional que tiene preferencia sobre el alcohol, se le nombra con el prefijo *hidroxi-*. Los alcoholes son compuestos incoloros y los más ligeros son líquidos. Tienen puntos de ebullición más elevados que los alcanos correspondientes a causa de los enlaces de hidrógeno que se establecen entre sus moléculas. El grupo hidroxilo polariza los alcoholes, aunque esta polaridad decrece al aumentar la cadena, por eso los alcoholes con pocos átomos de carbono son solubles en agua, mientras que los superiores no lo son.

Ejercicio

Nombra los siguientes compuestos:

1,3-pentandiol



2-etil-3-metil-4-hexen-1-ol

Formula el siguiente alcohol:

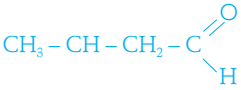
1,2,3-propantiol

$CH_2OH - CHOH - CH_2OH$

aldehídos Compuestos orgánicos que contienen el grupo carbonilo C=O en el extremo de la cadena. Para indicar su presencia se usa el sufijo *–al*. Los aldehídos pueden obtenerse por oxidación de los alcoholes primarios. A su vez, los aldehídos pueden oxidarse fácilmente a ácidos. Otra reacción típica de los aldehídos es la adición al doble enlace. El aldehído más simple es el formaldehído.

Ejercicio

Nombra los siguientes compuestos:

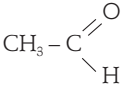


butanal

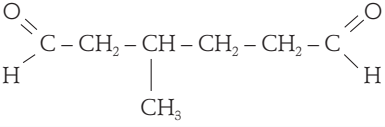
2,3-dihidroxipropanal

Formula los siguientes aldehídos:

etanal (acetaldehído)



3-metil-hexanodial



¿SABÍAS QUE...? aldehídos

Los aldehídos son compuestos abundantes en la naturaleza. Así, el benzaldehído, un aldehído aromático, se encuentra en las almendras, mientras que el cinamaldehído abunda en la canela.

aleación Compuesto metálico formado por un metal y uno o más elementos metálicos o no metálicos. Las aleaciones se suelen dividir en aleaciones ferrosas y aleaciones no ferrosas, dependiendo de que el hierro sea o no el componente metálico mayoritario. Aunque suelen

estar formadas por dos metales, las aleaciones tecnológicas modernas pueden presentar una complejidad muy elevada. Las propiedades físicas y químicas de las aleaciones varían enormemente según su composición. Esta gran variedad de características las hace muy útiles, puesto que se pueden obtener aleaciones con características muy determinadas, como las aleaciones magnéticas o las antifricción.

alicíclicos, compuestos Hidrocarburos con estructuras de anillo o cíclicas. Se puede considerar que se forman al unirse los dos extremos de una cadena alifática por eliminación de un átomo de hidrógeno en cada extremo. Se nombran con el prefijo *–ciclo* delante de la raíz indicativa del número de carbonos. Se pueden clasificar según sean saturados (cicloalcanos) o presenten dobles (cicloalquenos) o triples (cicloalquinos) enlaces.

Ejercicio

Nombra los siguientes compuestos:

1-metilciclopentano

$CH_3 - CH - CH_3$

3-isopropil-1,4-ciclohexadieno

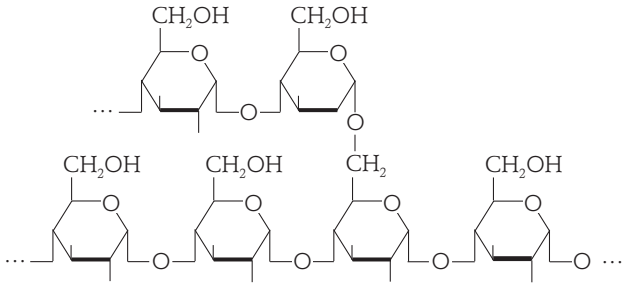
Formula el siguiente compuesto alicíclico:

2,4-diciclopropil-pentano

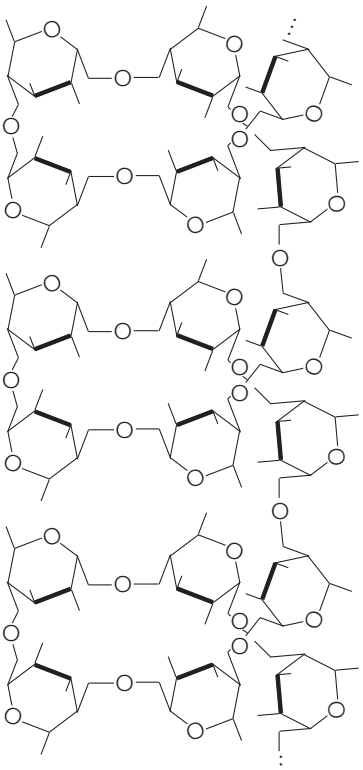
$CH_3 - CH - CH_2 - CH - CH_3$

alifáticos, compuestos Hidrocarburos con estructura de cadena abierta. Este grupo incluye los hidrocarburos saturados (alcanos o parafinas) y los hidrocarburos insaturados (alquenos y alquinos).

almidón Polímero de la glucosa que representa la principal forma de almacenamiento energético en la mayor parte de los vegetales. Tiene dos componentes: la amilosa, constituida por largas cadenas con enrollamiento helicoidal, y la amilopectina, muy ramificada.



Estructura de la amilopectina, uno de los constituyentes del almidón.



Estructura de la amilosa, componente del almidón.

alotropía

alotropía Fenómeno por el cual un elemento químico puede presentarse con diferentes formas físicas. Estas formas, denominas *alotrópicas*, difieren en la disposición de los enlaces de sus átomos o en el número de átomos en la molécula, lo que se traduce en variaciones de sus propiedades físicas, densidad, puntos de fusión y ebullición, y color.

alpaca Aleación de cobre con cantidades menores de cinc y níquel. La alpaca presenta buena resistencia mecánica y química, y una elevada ductilidad. Tiene un brillo y un aspecto similares a los de la plata, por lo que a veces se le denomina *plata de níquel*. Se utiliza en joyería, en la acuñación de monedas, en la industria eléctrica y en la fabricación de intercambiadores de calor.

alquenos Hidrocarburos que presentan uno o más enlaces dobles carbono-carbono en su molécula. Su fórmula general es C_nH_{2n} y pueden ser no saturados o insaturados. Se nombran igual que los alcanos pero usando el sufijo *–eno*, teniendo en cuenta la posición del doble enlace para escoger la cadena principal. Son insolubles en agua y menos densos que ésta. Los más ligeros son gases a temperatura ordinaria. En los hidrocarburos etilénicos los puntos de fusión y ebullición aumentan a medida que crece la longitud de la cadena. La presencia de dobles enlaces determina una gran reactividad química. Su reacción más característica es la adición al doble enlace.

Ejercicio

Nombra el compuesto:

$CH_3 – CH = CH – CH_3$

2-buteno

Formula el compuesto:

3,5-dietil-1,5-heptadieno

$$CH_2 = CH – \underset{\displaystyle CH_2 – CH_3}{\underset{|}{CH}} – CH_2 – \underset{\displaystyle CH_2 – CH_3}{\underset{|}{C}} = CH – CH_3$$

alquilo, grupo Radical derivado de un alcano por pérdida de un hidrógeno; actúa como sustituyente en otras moléculas. Los alquilos se

nombran cambiando la terminación del nombre del hidrocarburo del cual proceden por *–ilo*.

FÍJATE BIEN alquilo, grupo

Los grupos alquilo más frecuentes son:

Metilo	$-CH_3$
Etilo	$-CH_2-CH_3$
Propilo	$-CH_2-CH_2-CH_3$
Isopropilo	$CH_3-\underset{\displaystyle |}{CH}-CH_3$
Butilo	$-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
Isobutilo	$CH_3-\underset{\displaystyle |}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{C}}}-CH_3$

alquinos Hidrocarburos que contienen uno o más triples enlaces. Se nombran como los alcanos del mismo número de átomos de carbono cambiando la terminación *–ano* por *–ino*. Son insolubles en agua y menos densos que ésta. Los más ligeros son gases. A causa de su carácter insaturado son muy reactivos. La reacción química característica de los alquinos es la adición al triple enlace.

Ejercicio

Nombra el compuesto:

$CH \equiv CH-\underset{\displaystyle |}{\overset{\displaystyle CH_3}{CH}}-CH_3$

3-metil-1-butino

Formula el compuesto:

4-(1,propinil)-2-hepten-5-ino

$CH_3-C \equiv C-\underset{\displaystyle |}{\overset{\displaystyle C\equiv C-CH_3}{CH}}-CH=CH-CH_3$

alquitrán

alquitrán Conjunto de materiales bituminosos, de color oscuro, líquidos o semilíquidos a temperatura ambiente y de composición variable, que se obtienen por destilación destructiva del carbón, la madera, la turba y otros materiales vegetales. En su composición intervienen fenoles, aminas aromáticas e hidrocarburos aromáticos. La destilación del alquitrán origina un residuo conocido como *brea*. El alquitrán tiene una gran importancia en la industria química, ya que constituye la primera materia en la síntesis de productos muy diversos, como colorantes, polímeros plásticos y explosivos. También es muy usado en la protección de madera y en obras públicas.

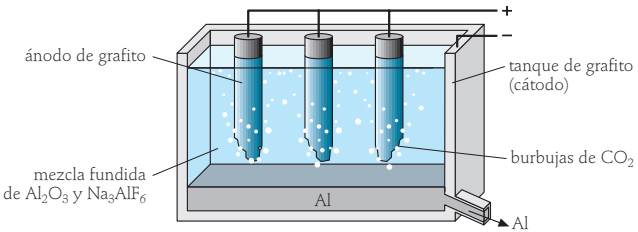
alumbre Sulfato doble de fórmula general $XY(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, donde *X* es un elemento de número de oxidación +1 (como el sodio, el potasio o el amonio) e *Y* uno de número de oxidación +3 (como el aluminio, el cromo o el talio). Estrictamente hablando, el alumbre es el sulfato doble de aluminio y potasio o alumbre de potasa, $AlK(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, pero la denominación se ha extendido a todos los sulfatos dobles. Los más importantes son el de aluminio y potasio y el alumbre de potasio y cromo, $CrK(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$; ambos se utilizan en la tinción de fibras textiles y en el encolado de pasta de papel.

aluminio Elemento químico de símbolo Al, perteneciente al grupo 13 de la tabla periódica, de número atómico 13 y masa atómica 26,981. Es un elemento metálico de color grisáceo, blando y ligero, buen conductor térmico y un excelente conductor eléctrico. Químicamente es muy electropositivo, por lo que presenta una reactividad elevada. En contacto con el oxígeno atmosférico reacciona suavemente y se vuelve pasivo. Es estable en contacto con el agua, pero reacciona suavemente en presencia de bases y ácidos no oxidantes. Tiene un único isótopo estable, el Al-27, y se conocen 18 radioisótopos. Se obtiene básicamente mediante el proceso Hall-Héroult. El aluminio se usa de forma intensiva en la obtención de aleaciones especiales, en la industria eléctrica y en la industria alimentaria.

¿SABÍAS QUE...? aluminio

El proceso Hall-Héroult es el principal medio de obtención del aluminio. Fue desarrollado a finales del siglo XIX de forma →

independiente y simultánea por Charles Hall en Estados Unidos y Paul Héroult en Francia.



Cuba electrolítica para la producción de aluminio metálico.

- **aluminio, compuestos de** Conjunto de compuestos químicos que presentan aluminio en su estructura. Entre sus componentes más importantes se encuentran el óxido, el hidróxido y el cloruro. El óxido de aluminio o alúmina, Al_2O_3, aparece como un sólido cerámico blanco de carácter anfótero. Tiene puntos de fusión y de ebullición muy elevados, y se encuentra en la naturaleza en forma de corindón y bauxita. Se utiliza en la fabricación de aislantes eléctricos y térmicos, como abrasivo, en cromatografía, en joyería y en óptica. El hidróxido de aluminio o alúmina hidratada, $Al(OH)_3$, es un polvo de color blanco que se descompone en alúmina y agua al calentarlo. Se utiliza como adsorbente, en resinas de intercambio iónico y en la industria del papel, detergentes y cerámicas. El cloruro de aluminio, $AlCl_3$, es un compuesto blanco y bastante reactivo que se utiliza como catalizador, en la industria petroquímica, en la farmacéutica y en la metalúrgica.

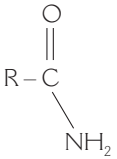
amalgama Aleación del mercurio con otro metal. El mercurio forma amalgamas con casi todos los metales (con la importante excepción del hierro) y éstas se descomponen al calentarlas. Las amalgamas han sido muy utilizadas en minería para extraer metales preciosos, y una amalgama de plata y estaño se utiliza en la fabricación de empastes dentales.

americio Elemento químico de símbolo Am, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 95. El americio es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza y se obtiene de forma artificial. Se presenta como un metal blanco maleable y pesado, y es

amidas

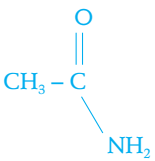
superconductor por debajo de 0,8 K. Se conocen 19 radioisótopos, el más estable de los cuales es el Am-243, con una vida media de 7 370 años. Se usa en la obtención de elementos químicos más pesados, como fuente de rayos gamma y en detectores de humos.

amidas Compuestos derivados de los ácidos carboxílicos, en los cuales se ha sustituido el grupo –OH por el grupo $–NH_2$. La nomenclatura de las amidas va ligada al ácido del que provienen, cambiando la terminación *–oico* del ácido por *–amida*. Sólo la formamida es líquida a temperatura ambiente; el resto son sólidas. Las amidas pueden obtenerse calentando la sal de amonio de un ácido carboxílico y pueden hidrolizarse para volver a obtener el ácido.



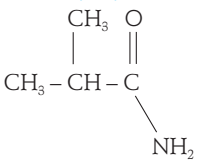
Ejercicio

Nombra el compuesto:



etanamida o acetamida

Formula la siguiente amida:
2-metil-propanamida



amilasas Enzimas que hidrolizan el almidón. La α-amilasa hidroliza la amilosa y produce una mezcla de glucosa y maltosa. Está presente en

el jugo pancreático y en la saliva, y participa en la digestión del almidón en el tracto gastrointestinal. La β-amilasa, presente en la malta, hidroliza también la amilosa y libera exclusivamente maltosa. Por su parte, la amilopectina es atacada tanto por las α como por las β-amilasas.

aminas Compuestos orgánicos derivados del amoníaco al sustituir uno o más átomos de hidrógeno por grupos orgánicos. Las aminas pueden ser primarias, secundarias o terciarias, según se hayan sustituido uno, dos o tres átomos de hidrógeno. Cuando la función amina es la preferente, se nombran añadiendo el sufijo *–amina*; cuando el grupo amina no es función preferente, se utiliza el prefijo *amino-*. Son muy solubles en disolventes orgánicos. Las aminas con peso molecular bajo son gases que se disuelven fácilmente en agua. La característica química principal de las aminas es su basicidad, debida al par de electrones libre situado en el átomo de nitrógeno.

Ejercicio

Nombra el compuesto:

$CH_3 - CH_2 - CH_2NH_2$

propilamina

Formula las siguientes aminas:

N-etil-N-metilpropilamina

$$CH_3 - CH_2 - N(CH_3) - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

1,4-butandiamina

$NH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$

¿SABÍAS QUE...? aminas

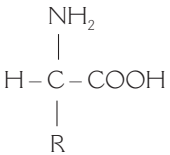
La dimetilamina se utiliza para acelerar la caída del pelo de las pieles al procesar el cuero. La butil y pentilaminas se utilizan →

amino

como antioxidantes, inhibidores de la corrosión y en la fabricación de jabones solubles en aceites. La dimetilamina y la trimetilamina se usan en la fabricación de resinas intercambiadoras de iones. Otras aminas se utilizan en la fabricación de desinfectantes, insecticidas, herbicidas, medicinas, tintes, fungicidas, jabones, cosméticos y procesadores de películas fotográficas.

amino, grupo Grupo radicálico $-NH_2$ derivado del amoníaco por pérdida de un hidrógeno.

aminoácido Unidad estructural básica de las proteínas. Un aminoácido consta de un grupo amino, un grupo carboxilo, un átomo de hidrógeno y una cadena lateral distintiva R.



Hay veinte aminoácidos que se combinan para formar las proteínas y se identifican con un símbolo de tres letras. Se pueden clasificar según la polaridad de los grupos R: aminoácidos con grupos R no polares o hidrófobos (alanina, fenilalanina, isoleucina, leucina, metionina, prolina, triptófano, valina), aminoácidos con grupos R polares sin carga (asparagina, cisteína, glicina, glutamina, serina, tirosina, treonina), aminoácidos con grupos R cargados positivamente (arginina, histidina, lisina) y aminoácidos con grupos R cargados negativamente (ácido aspártico, ácido glutámico).

Además de estos veinte aminoácidos se conocen otros 150 más, que se encuentran en diferentes células y tejidos en forma libre o combinada. Los aminoácidos se unen cuando el grupo carboxílico de un aminoácido reacciona con el grupo amínico de otro, formando un enlace peptídico. Esta unión se puede dar muchas veces para formar una cadena polipeptídica.

¿SABÍAS QUE...? aminoácido

De los veinte aminoácidos que pueden hallarse en las proteínas hay nueve que no pueden ser sintetizados por el hombre, sino que debemos ingerirlos en la dieta. Se los conoce como *aminoácidos esenciales* y son la histidina, la isoleucina, la leucina, la lisina, la metionina, la fenilalanina, la treonina, el triptófano y la valina.

amoníaco Compuesto químico de fórmula NH_3. Es un gas incoloro de olor característico. Es corrosivo y puede resultar tóxico por inhalación, puesto que irrita las vías respiratorias. Es muy soluble en agua, en la que se encuentra en equilibrio con el ion amonio, y actúa como una base débil gracias a un par electrónico no compartido. Tiene puntos de fusión y de ebullición anormalmente elevados, que se deben a la formación de puentes de hidrógeno entre las diferentes moléculas. El amoníaco se obtiene mediante el método de Haber-Bosch. Es muy utilizado en la industria como álcali y en la obtención de fertilizantes, colorantes, explosivos, fibras sintéticas y una gran cantidad de derivados nitrogenados.

¿SABÍAS QUE...? amoníaco

El método de obtención industrial de amoníaco fue ideado por dos científicos alemanes, F. Haber y C. Bosch, y permitió a Alemania la producción de explosivos a gran escala durante la Primera Guerra Mundial. Sin embargo, esta contribución al esfuerzo bélico alemán no fue tenida en cuenta; cuando Hitler subió al poder en 1933, Haber, que era judío, tuvo que huir de Alemania y murió en Suiza al año siguiente.

amonio, carbonato de ➪ AMONIO, COMPUESTOS DE

amonio, compuestos de Conjunto de compuestos químicos que contienen ion amonio en su estructura. Destacan el carbonato, el ni-

trato y el sulfato. El carbonato de amonio, $(NH_4)_2CO_3$, es un sólido blanco con fuerte olor a amoníaco que se descompone al calentarlo; se utiliza en la obtención de fármacos y polímeros, y en la industria textil y cosmética. El nitrato amónico, NH_4NO_3, es un sólido cristalino de color blanco, altamente inestable, que se descompone al calentarlo y actúa como un oxidante vigoroso. Se usa en la producción de fertilizantes y explosivos. El sulfato amónico, $(NH_4)_2SO_4$, es un producto blanco y cristalino que puede resultar irritante por contacto o por inhalación. Se utiliza en la producción de fertilizantes y herbicidas.

amonio, hidróxido de ⇨ AMONIO, ION

amonio, ion Catión de fórmula NH_4^+. Se forma cuando se disuelve amoníaco en agua, según el equilibrio:

$$NH_3 + H_2O \longleftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Puesto que el amoníaco es una base débil, el ion amonio, que es su ácido conjugado, es un ácido fuerte. Si se elimina el agua, se obtiene hidróxido de amonio, NH_4OH, un líquido incoloro de olor intenso que se utiliza en la industria de los colorantes.

amonio, nitrato de ⇨ AMONIO, COMPUESTOS DE

amonio, sulfato de ⇨ AMONIO, COMPUESTOS DE

amorfo, sólido Sólido no cristalino, que no tiene una forma geométrica determinada. Las partículas que lo constituyen, átomos o moléculas, se disponen de forma aleatoria sin presentar ninguna regularidad. Un ejemplo es el vidrio.

anabolismo Fase constructiva o biosintética del metabolismo en la que tiene lugar la biosíntesis enzimática de los componentes moleculares de las células a partir de sus precursores sencillos. Esta biosíntesis precisa del consumo de energía química aportada por el ATP generado durante el catabolismo.

aminoácidos + ATP ⟶ proteínas + ADP + P

hexosas, pentosas + ATP ⟶ polisacáridos + ADP + P

ácidos grasos, glicerina + ATP ⟶ lípidos + ADP + P

análisis gravimétrico ⇨ GRAVIMETRÍA

análisis volumétrico ⇨ VOLUMÉTRICO, ANÁLISIS

anfíbol Grupo de minerales de fórmula general $A_{0\text{-}1}B_2C_5(Z_8O_{22})(OH,F,Cl)_2$,

perteneciente a los silicatos. *A* suele ser un elemento alcalino o alcalinotérreo, como el sodio o el calcio; *B* puede ser litio, magnesio, calcio, hierro o manganeso; *C* suele ser un elemento di- o trivalente, como el aluminio o el titanio, y *Z* suele ser silicio o aluminio. Su estructura consta de tetraedros de SiO_4 unidos mediante puentes de oxígeno. El grupo contiene minerales como la actinolita y la hornblenda.

anfígenos Denominación del conjunto de los elementos del grupo 16 de la tabla periódica, también denominados *calcógenos*. Incluye el oxígeno (Z=8), el azufre (Z=16), el selenio (Z=34), el telurio (Z=52) y el astato (Z=85). Se caracterizan por tener cuatro electrones en sus orbitales p más externos. En general existe una clara distinción entre las propiedades del oxígeno y las del resto de los elementos del grupo. El oxígeno es altamente electronegativo y suele combinarse con estado de oxidación -2, formando enlaces covalentes e iónicos. Los demás elementos son ligeramente electronegativos; forman enlaces covalentes en su mayor parte y presentan números de oxidación -2, +2, +4 y +6.

anfiprótico ⇨ ANFÓTERO

anfótero Compuesto que puede reaccionar tanto con un ácido como con una base, es decir, que puede actuar como base o como ácido.

Ejemplo

El hidróxido de aluminio, al reaccionar con un ácido fuerte como el HCl, se comportará como base, dando sales de aluminio; en cambio, si se trata con una base fuerte como el KOH, se comportará como ácido y tenderá a dar hidroxialuminato: $Al(OH)_3 + 3OH^{-1} \longrightarrow Al(OH)_6^{-3}$.

ángstrom Unidad de longitud equivalente a 10^{-8} cm, de símbolo Å, que se utiliza en la medida de radios atómicos y moleculares y en la de longitudes de onda.

anhídrido Nombre, actualmente en desuso, con el que se designa a los óxidos de los elementos no metálicos. Se utiliza para nombrar algunos compuestos orgánicos.

anhidro Sustancia sólida que ha perdido toda el agua de cristalización. Se aplica principalmente a las sales.

Ejemplo

Cuando el sulfato de cobre pentahidrato, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, se calienta, el agua de cristalización se evapora y se obtiene el sulfato de cobre anhidro, $CuSO_4$.

anilina Líquido aceitoso e incoloro de olor característico, de fórmula $C_6H_5NH_2$, llamado *fenilamina* en la nomenclatura sistemática. Es poco soluble en agua, pero es miscible en la mayor parte de los disolventes orgánicos. Actúa como una base débil y se obtiene por reducción catalítica del nitrobenceno con hidrógeno. El 65 % de su producción se destina a la fabricación de antioxidantes y aceleradores para la industria del caucho. También se aplica en la síntesis de colorantes, en la industria de los plásticos y la de productos farmacéuticos.

anión Ion negativo formado cuando un átomo o un grupo de átomos ganan uno o más electrones. Forman compuestos iónicos al neutralizar su carga negativa con la de un catión. Se encuentran tanto en forma sólida como líquida o en disolución acuosa. En el proceso de la electrólisis los aniones se dirigen al ánodo, donde se descargan. Son aniones el cloruro, Cl^{-1}; el nitrato, NO_3^{-1}, y el carbonato, CO_3^{-2}.

ánodo Electrodo hacia el que se dirigen las cargas negativas en todos aquellos procesos (electrólisis, descarga de gases, pilas o acumuladores) en los que existe paso de corriente eléctrica. El ánodo es positivo cuando capta energía eléctrica del exterior; hacia él se dirigen los electrones (descarga de gases) o los aniones (electrólisis). En cambio, es negativo en los generadores de electricidad (pilas y acumuladores); los electrones obtenidos en el proceso interno de oxidación se dirigen al exterior a partir de él. Ya sea en pilas o en celdas electrolíticas, el ánodo es siempre el electrodo en el que se produce la oxidación.

antibiótico Sustancia química capaz de inhibir el crecimiento de microorganismos o de eliminarlos. Generalmente actúa sobre bacterias y sobre algunos virus; en el caso de individuos pluricelulares, actúa sobre células. La estructura química, a menudo de carácter glucídico o proteico, es distinta y específica en cada caso.

¿SABÍAS QUE...? antibiótico

La penicilina fue descubierta por Alexander Fleming en 1928 cuando observó por casualidad que el crecimiento bacteriano era inhibido por un moho contaminante (*Penicillium*).

anticongelante Sustancia que hace disminuir el punto de congelación del agua. Puede ser sólida o líquida, no volátil y de elevado peso molecular. Hay anticongelantes que disminuyen el punto de congelación hasta los –20 °C. Se usan sobre todo para evitar la congelación de los radiadores de los automóviles. Es anticongelante el etilenglicol, $CH_2OH\text{-}CH_2OH$, $t_e^o = 197$ °C

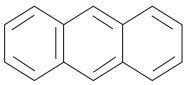
⇨ CRIOSCÓPICO, DESCENSO

antimonio Elemento químico de símbolo Sb, perteneciente al grupo 15 de la tabla periódica, de número atómico 51 y masa atómica 121,75. El antimonio tiene diversas formas alotrópicas; la forma beta es la más común y presenta el aspecto de un metal blanco plateado quebradizo y escamoso. El antimonio líquido presenta la particularidad de que se dilata al solidificarse, al igual que el agua. Es un elemento relativamente estable; no reacciona en contacto con agua, bases y ácidos no oxidantes, y únicamente reacciona con el aire al calentarlo. El antimonio tiene dos isótopos estables, el Sb-121 y el Sb-123; se conocen 35 radioisótopos. Se utiliza en la fabricación de semiconductores, aleaciones antifricción y acumuladores.

antioxidante Sustancia que reduce la velocidad de oxidación de los cuerpos fácilmente oxidables. Los antioxidantes más importantes son las aminas aromáticas, los polifenoles, los compuestos orgánicos de azufre y algunos del fósforo. Hay antioxidantes naturales como la lecitina, el ácido ascórbico y las resinas. Son útiles para conservar alimentos, especialmente aceites y grasas, y para evitar el deterioro del caucho y de los plásticos.

antraceno Hidrocarburo aromático tricíclico. Es sólido a temperatura ambiente, insoluble en agua y soluble en disolventes orgánicos. Se obtiene en la destilación del alquitrán de hulla. Cuando es puro presenta

una fluorescencia azul característica. Sirve como primera materia en la síntesis de colorantes.

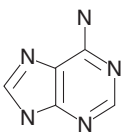


$C_{14}H_{10}$

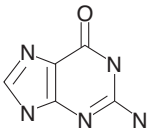
antracita ⇨ CARBÓN

argón Elemento químico de símbolo Ar, perteneciente al grupo 18 de la tabla periódica, de número atómico 18 y masa atómica 39,948. El argón es un gas incoloro, inodoro e insípido. Se encuentra en la atmósfera terrestre en forma monoatómica. Es un elemento extremadamente inerte, de manera que no se ha conseguido formar ningún compuesto auténtico de argón. Tiene tres isótopos estables: Ar-36, Ar-38 y Ar-40; se conocen 21 radioisótopos. Se usa en la fabricación de lámparas y tubos fluorescentes y lámparas de incandescencia, como gas inerte en metalurgia y en la fabricación de cristales de silicio.

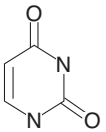
ARN (ácido ribonucleico) Macromolécula que actúa en la transferencia de información genética en la célula. Está formada por una cadena de nucleótidos, que a su vez contienen un grupo fosfato, un azúcar (la ribosa) y una base nitrogenada (que puede ser adenina, guanina, citosina o uracilo).



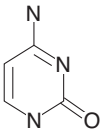
adenina



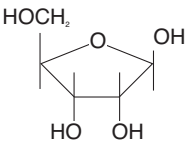
guanina



uracilo



citosina



ribosa

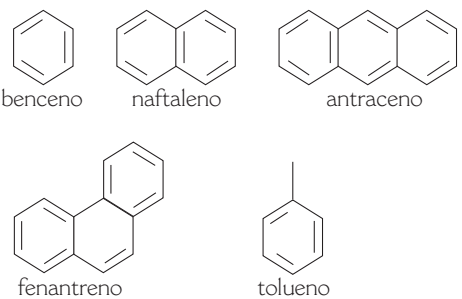
Existen tres tipos de ARN:

– ARN mensajero (ARNm): moléculas en forma de cadena larga no ramificada que se sintetizan en el núcleo durante el proceso de

transcripción. La secuencia de bases de la cadena es complementaria a la de ADN que se utiliza como original. Después de la transcripción, el ARNm pasa al citoplasma y luego a los ribosomas, donde actúa de «plantilla» para la biosíntesis de las proteínas.

– ARN de transferencia (ARNt): moléculas relativamente pequeñas que actúan como transportadoras de aminoácidos individuales específicos durante la síntesis proteica en los ribosomas.
– ARN ribosómico (ARNr): moléculas de ARN que, junto con algunas proteínas, forman la estructura de los ribosomas, orgánulos celulares donde se lleva a cabo la biosíntesis de las proteínas.

aromáticos, compuestos Conjunto de hidrocarburos con estructuras cíclicas no saturadas. Todos ellos pueden considerarse derivados del benceno. El término *aromático* hace referencia a los intensos olores, normalmente agradables, que desprenden estos compuestos. Algunos están constituidos por dos o más anillos de benceno condensados y son conocidos como *compuestos aromáticos policíclicos*. Los hidrocarburos aromáticos son muy inflamables, insolubles en agua y solubles en disolventes orgánicos. Los puntos de fusión y ebullición son un poco más altos que los de los alcanos con un número similar de átomos de carbono, debido a la estabilidad que proporciona la aromaticidad.



Arrhenius, ecuación de Ecuación que establece la relación entre la temperatura y la velocidad de una reacción química: $k = A \cdot e^{\left(\frac{-E_a}{R \cdot T}\right)}$ siendo *k* la constante de velocidad; *A* el factor de frecuencia, que indica el número de colisiones; E_a la energía de activación de la reacción;

R la constante de los gases, y *T* la temperatura absoluta. Se observa en la ecuación que, a mayor temperatura, mayor velocidad de reacción. Se utiliza en procesos de difusión, conductividad electrolítica, etc.

➪ COLISIONES, TEORÍA DE LAS

Arrhenius, teoría de Teoría iónica de la disociación de los electrólitos que expresa las propiedades ácidas y básicas de determinadas sustancias al disolverse en agua. Arrhenius observó que las disoluciones de los electrólitos conducen la corriente eléctrica y que éstos se disocian iónicamente. Asoció el concepto de ácido a la presencia de iones hidrógeno, H^+, y el de base a la de iones OH^-; un ácido y una base reaccionan dando sales neutras y agua. Esta teoría presenta la limitación de que solamente es válida en disoluciones acuosas.

➪ ÁCIDO

arsénico Elemento químico de símbolo As, perteneciente al grupo 15 de la tabla periódica, de número atómico 33 y masa atómica 74,922. El arsénico se presenta en varias formas alotrópicas; la más estable a temperatura ambiente aparece como un sólido grisáceo de aspecto metálico, muy tóxico. Esta forma es blanda, frágil y quebradiza, y conduce medianamente el calor y la electricidad; además, sublima por encima de los 613 °C. Es un elemento moderadamente reactivo, estable en contacto con el agua y con bases y ácidos no oxidantes, y reacciona suavemente en presencia del oxígeno atmosférico. Tiene un único isótopo estable, el As-75, y se conocen 29 radioisótopos. Se usa en la obtención de aleaciones, para fabricar semiconductores y láseres, y en la industria farmacéutica, del vidrio y de los colorantes.

¿SABÍAS QUE...? arsénico

El arsénico es un elemento extremadamente tóxico. En las montañas de Austria existen poblaciones en las que la ingestión de arsénico es muy superior a lo que se considera tóxico: son los denominados *comedores de arsénico*. Sin embargo, sus gentes han desarrollado

→

una cierta inmunidad al envenenamiento por ingestión de arsénico, por lo que pueden consumir cantidades que matarían a una persona de cualquier otro lugar.

- **arsénico, ácido** ⇨ ARSÉNICO, COMPUESTOS DE
- **arsénico, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan arsénico en su estructura. Entre los más importantes se encuentran los óxidos, los oxoácidos y la arsina. Existen dos óxidos, el arsenioso, As_2O_3, y el arsénico, As_2O_5. Ambos son sólidos blancos, vítreos o cristalinos, que se utilizan en la industria del vidrio para disminuir el color amarillo producido por los óxidos de hierro. Existen varios oxoácidos, de los cuales el más importante es el ácido arsénico u ortoarsénico, H_3AsO_4. Éste se presenta como un sólido cristalino blanco, muy venenoso, que se utiliza en la industria de la madera, en metalurgia, en la industria farmacéutica y para la obtención de numerosos derivados arsénicos. El ácido arsenioso u ortoarsenioso, H_3AsO_3, se utiliza en la preparación de fármacos. La arsina, H_3As, es un compuesto gaseoso incoloro de olor desagradable, tóxico e inflamable. Se utiliza como dopante en la industria de los semiconductores y de las fibras ópticas. También se denominan *arsinas* los compuestos orgánicos derivados de la sustitución de uno o más átomos de hidrógeno de la H_3As por cadenas hidrocarbonadas.
- **arsénico, óxido** ⇨ ARSÉNICO, COMPUESTOS DE

arsina ⇨ ARSÉNICO, COMPUESTOS DE

asbesto Nombre genérico de diversos minerales fibrosos, como el crisotilo y la actinolita. Las fibras de los asbestos presentan elevada flexibilidad y resistencia mecánica y térmica, por lo que se han utilizado ampliamente en la industria de la construcción y en revestimientos aislantes. Su degradación libera fibras al medio ambiente que pueden resultar carcinogénicas para los seres humanos.

ascórbico, ácido Compuesto orgánico que se presenta como un polvo blanco muy soluble en agua, de sabor ácido. También se denomina *vitamina C*. Se oxida con gran facilidad, sobre todo en medio alcalino. Es un tónico celular que regula los procesos de oxidación-reducción

en la célula. Activa enzimas y tiene influencias en la formación de anticuerpos. Su falta provoca la enfermedad del escorbuto, muy común en los marineros que efectúan largos viajes, puesto que sus fuentes naturales más importantes son las frutas y verduras frescas, especialmente los cítricos.

astato Elemento químico de símbolo At, perteneciente al grupo 17 de la tabla periódica, de número atómico 85 y masa atómica 210. El astato es un elemento radiactivo que se encuentra en muy pequeñas cantidades en la naturaleza. A temperatura ambiente es un sólido de brillo metálico, con propiedades químicas similares a las del yodo. Se conocen 31 radioisótopos, de los cuales el más estable es el At-210, con una vida media de 8,1 horas. Debido a las pequeñas cantidades que existen y a su gran inestabilidad, no tiene usos industriales.

atmósfera **1** Capa de aire que envuelve a la Tierra. Se distinguen cinco zonas: troposfera (hasta los 15 km), estratosfera (45 km), mesosfera (80 km), ionosfera (500 km) y exosfera (1 000 km). La composición química a bajas alturas es constante, pero varía con la altura, lo que disminuye además la densidad. Por encima de los 15 km se extiende una región en la que abunda el ozono, O_3, sustancia que amortigua la cantidad de radiación ultravioleta que incide sobre la superficie terrestre.

2 Unidad de medida de presión, de símbolo atm, que equivale a $1{,}013 \cdot 10^{-5}$ Pa (N/m^2).

Equivalencias de las unidades de presión:

1 atm = $1{,}013 \cdot 10^{-5}$ Pa = 760 mm Hg = 1 013 mb

⇨ PRESIÓN ATMOSFÉRICA

atómico, orbital ⇨ ORBITAL ATÓMICO

átomo Parte más pequeña en que se puede dividir un elemento, que interviene como tal en las reacciones químicas y que nos informa de las propiedades características del elemento. La teoría atómica de Dalton describía a éste como una partícula indivisible e indestructible, pero fenómenos como la electricidad y la radiactividad han demostrado que existen partículas más pequeñas, denominadas *fundamentales*, como el electrón. Las teorías atómicas explican la disposición de estas partículas en el átomo. Así, en esencia, un átomo consta de un núcleo pequeño que incluye protones, con carga positiva, y neutrones, sin carga y de masa similar a la del protón; en torno al núcleo hay una re-

gión mucho mayor, denominada *corteza* o *envoltura*, en la que se encuentran los electrones. El número de protones y electrones en un átomo neutro es el mismo. Las propiedades de un átomo se expresan a través del número atómico Z (número de protones o electrones) y del número másico A (protones+neutrones).

- **átomo-gramo** Masa expresada en gramos igual a la masa atómica de un elemento químico.

ATP Sigla de *adenosintrifosfato*, unidad biológica de energía en los seres vivos. El ATP es un nucleótido formado por una adenina, una ribosa y una unidad trifosfato. La energía de la molécula procede de los dos enlaces anhídrido fosfórico. Cuando el ATP se hidroliza hasta adenosindifosfato (ADP) o hasta adenosinmonofosfato (AMP) se desprende una gran cantidad de energía.

$ATP + H_2O \leftrightarrow ADP + P + H^+$ $\quad G^{0'} = -32{,}4$ kJ/mol

$ATP + H_2O \leftrightarrow AMP + PP + H^+$ $\quad G^{0'} = -44{,}4$ kJ/mol

La energía libre liberada en la hidrólisis de un enlace anhídrido del ATP se utiliza para impulsar reacciones que necesitan el aporte de energía libre, como las de contracción muscular. A su vez, se forma ATP a partir de ADP cuando se oxidan las moléculas combustibles o cuando la luz es atrapada en la fotosíntesis. Este ciclo del ATP-ADP es la forma fundamental de intercambio energético en los sistemas biológicos.

Ejercicio

La energía liberada en la oxidación de los alimentos es absorbida por el ADP, que se transforma en ATP. Las enzimas catalizan cada paso en la conversión completa. La oxidación de un mol de glucosa hasta CO_2 y H_2O va acompañada por la conversión de 38 moles de ADP hasta 38 moles de ATP. ¿Cuánta energía se almacena?

$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O \quad G^0 = -2880$kJ

$38 \times (ADP + P + H^+ \rightarrow ATP + H_2O) \quad G^0 = 38 \times 32{,}4$ kJ $= 1230$ kJ

De los 2 880 kJ liberados en la oxidación de un mol de glucosa, 1 230 kJ de energía se almacenan en los enlaces de alta energía del ATP.

Aufbau

Aufbau, principio de Principio que establece el orden de colocación de los electrones en los niveles, subniveles y orbitales para obtener la estructura electrónica de un elemento en su estado fundamental. Los electrones se disponen en niveles (1, 2, 3, ...), en subniveles (s, p, d, f) y en orbitales (1 en el subnivel s, 3 en el p, 5 en el d y 7 en el f), según la siguiente ordenación:

1s
2s, 2p
3s, 3p
4s, 3d, 4p
5s, 4d, 5p
6s, 4f, 5d, 6p
7s, 5f, 6d, 7s

Se colocan dos electrones como máximo por cada orbital; de esta manera se cumple el principio de exclusión de Pauli. El número máximo de electrones en cada subnivel es s^2, p^5, d^{10}, f^{14}.

Para Z= 37, su estructura electrónica se obtiene así: $1s^2$, $2s^2$ $2p^6$, $3s^2$ $3p^6$, $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^5$, $5s^2$.

autoclave Recipiente metálico de acero inoxidable y cierre automático que se utiliza para experimentos con gases o reacciones a altas presiones y elevadas temperaturas (muy superiores a los 100 °C), y para la esterilización de instrumentos quirúrgicos y otros objetos.

Avogadro, número de Cantidad de partículas (átomos, moléculas, iones) contenidas en un mol de sustancia. Se representa por NA y es igual a $6{,}023 \cdot 10^{23}$. No fue Avogadro quien obtuvo el valor numérico, aunque sugirió diferentes métodos para hacerlo.

Avogadro, principio de Principio que indica que volúmenes iguales de gases distintos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas. Fue formulado como una hipótesis por A. Avogadro en 1811 para explicar las leyes volumétricas de Gay-Lussac, que concuerdan con la teoría atómica de Dalton. Se diferencian en que aparece el término *molécula* y no el de *partículas* como había indicado Gay-Lussac en su ley volumétrica.

Ejemplo

Un litro de oxígeno contiene el mismo número de moléculas que un litro de hidrógeno o de cualquier gas, siempre y cuando la presión y la temperatura sean las mismas. Aplicando las leyes de Gay-Lussac se deduce que en condiciones normales (1 atm y 0 °C) un mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros y contiene $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Se puede obtener su valor a partir de la ecuación de los gases, en donde *R* es una constante universal de valor 0,082 atm · l · K^{-1} · · mol^{-1}.

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{cte.} = n \cdot R; \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1 \cdot 0{,}082 \cdot 273}{1} = 22{,}386 \text{ litros}$$

Si aplicamos el principio de Avogadro a las leyes volumétricas de Gay-Lussac, se observa que se cumple también la teoría atómica de Dalton.

Datos experimentales:
2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno =
= 2 volúmenes de agua.

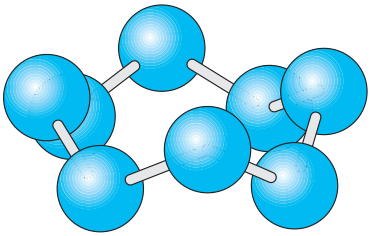
Explicación según el principio de Avogadro:
2 moléculas de hidrógeno + 1 molécula de oxígeno =
= 2 moléculas de agua.

Explicación según la teoría atómica:
$2\ H_2 + O_2 = H_2O$, de donde se observa la relación 1/2 que se deduce de aplicar el principio de Avogadro, al formular moléculas y no átomos.

azúcares Término que engloba los monosacáridos y oligosacáridos.

azufre Elemento químico de símbolo S, perteneciente al grupo 16 de la tabla periódica, de número atómico 16 y masa atómica 32,064. El azufre tiene varias formas alotrópicas; la más estable, la alfa o azufre rómbico, es un sólido cristalino amarillento formado por moléculas de S_8 con disposición de anular:

azufre



Molécula de azufre sólido (S_8).

El azufre líquido presenta la característica anómala de aumentar su viscosidad cuando aumenta la temperatura. Es un elemento bastante reactivo; forma compuestos iónicos y covalentes. Tiene cuatro isótopos estables, de los cuales el más abundante es el S-32; se conocen 20 radioisótopos. Se utiliza principalmente para obtener sus numerosos compuestos, como el ácido sulfúrico. También se usa en el vulcanizado del caucho, como fungicida y en la fabricación de fertilizantes, explosivos, pigmentos y detergentes.

- **azufre, óxidos de** Combinaciones binarias del azufre y el oxígeno. De los varios que existen, los más importantes son el dióxido, SO_2, y el trióxido, SO_3. El dióxido de azufre es un gas incoloro de olor sofocante, altamente tóxico. En solución acuosa forma ácido sulfuroso, H_2SO_3. Es un reductor muy enérgico que se utiliza como conservador alimentario, como líquido refrigerante y en la fabricación de fungicidas. El trióxido de azufre es un gas muy tóxico que en solución acuosa produce ácido sulfúrico, H_2SO_4. Se utiliza principalmente para obtener ácido sulfúrico, así como para sulfonar compuestos orgánicos. Los óxidos de azufre son los principales responsables de la lluvia ácida.

Bb

balanza Instrumento usado en los laboratorios para medir masas. La balanza analítica está basada en el principio de la palanca y consta de una barra metálica rígida, en cuyo centro se dispone el fiel, que oscila hasta alcanzar el equilibrio, y dos brazos laterales de igual longitud en cuyos extremos se suspenden dos platillos, uno con el objeto que se va a medir y el otro que contiene las pesas de referencia. La sensibilidad de la balanza reside en la oscilación del fiel una vez colocada la carga que se desea medir en uno de los platillos. Las más sensibles pueden medir 0,1 μg. Las balanzas granatarias o de humedad tienen una precisión no superior al cg.

Balmer, serie de Conjunto de líneas del espectro del átomo de hidrógeno correspondiente a la zona del visible que relaciona las longitudes de onda de las transiciones electrónicas entre los niveles superiores y el nivel cuántico n = 2. Balmer dedujo de forma empírica una ecuación para calcular la frecuencia de estas transiciones:

$$\nu = c \cdot R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_n^2} \right)$$

donde *c* es la velocidad de la luz, *R* una constante y $n_1 = 2$, $n_n = 3, 4, 5\ldots$ Posteriormente Rydberg modificó esta ecuación para que pudiera aplicarse a todas las series del espectro de hidrógeno:

$$\frac{1}{\lambda} = \overline{\nu} = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_n^2} \right)$$

donde $\overline{\nu}$ es la frecuencia relativa o número de ondas, $\overline{\nu} = \frac{1}{\lambda}$, o sea el inverso de la longitud de onda, y $R_H = \frac{R}{c}$ la constante de Rydberg.

baquelita

baquelita Polímero sintético formado por la unión de dos monómeros, el fenol y el formaldehído. La reacción de condensación polimérica puede realizarse en condiciones ácidas o básicas, lo que posibilita la formación de polímeros lineales o ramificados, respectivamente.

¿SABÍAS QUE...? baquelita

La baquelita fue uno de los primeros polímeros que se sintetizaron. Este experimento fue realizado en 1909 por el químico belga L.H. Baekeland, a quien este mineral debe su nombre.

bario Elemento químico de símbolo Ba, perteneciente al grupo 2 de la tabla periódica, de número atómico 56 y masa atómica 137,34. El bario se presenta como un metal blanco plateado, blando y maleable. Es muy electropositivo y se combina con facilidad con un gran número de elementos. Reacciona vigorosamente con el aire atmosférico, así como con el agua y los ácidos; en cambio, al entrar en contacto con bases, se pasiva. Tiene siete isótopos estables, de los cuales el más abundante es el Ba-138; se conocen 33 radioisótopos. El bario metálico tiene pocas aplicaciones industriales, básicamente en las industrias eléctrica, electrónica y de automoción.

- **bario, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan bario en su composición. Entre los más importantes se encuentran el carbonato, el hidróxido, el óxido y los halogenuros. El carbonato de bario, $BaCO_3$, es un sólido blanco casi insoluble que se usa en la fabricación de vidrios, cerámicas y material de construcción. El hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$, es un sólido blanco poco soluble en agua que se usa como aditivo de polímeros y lubricantes y en la industria de los detergentes. El óxido de bario, BaO, es un sólido cristalino de color blanco que se usa en la industria del vidrio y la cerámica. En cuanto a los halogenuros, se conocen el fluoruro, BaF_2, el cloruro, $BaCl_2$, el bromuro, $BaBr_2$, y el yoduro, BaI_2, que se usan en la industria papelera y como agentes oxidantes.

baritina Mineral de fórmula $BaSO_4$ perteneciente al grupo de los sulfatos. Se presenta en forma de masas granudas o fibrosas de color blanco a pardo, con un gran número de caras. Cristaliza en el sistema ortorrómbico y tiene una dureza de 3. Se utiliza para la fabricación de pigmentos y en la perforación de yacimientos de gas y petróleo. También se denomina *barita*.

basalto Roca ígnea efusiva formada básicamente por piroxenos y plagioclasa cálcica con cantidades menores de olivino, cuarzo, feldespato y otros minerales. Su color varía entre el pardo oscuro y el negro, con una superficie compactada de grano muy fino, holocristalina o microcristalina. Se forma por enfriamiento de masas de lava. Es bastante dura y puede presentar huecos internos debido a la salida del gas atrapado en la lava. Se utiliza como material de construcción.

base Sustancia de sabor amargo y aspecto jabonoso que cambia el color de colorantes naturales, pasa el tornasol de rojo a azul, vuelve roja la fenolftaleína y reacciona con los ácidos, neutralizándose. Para Arrhenius una base es una sustancia que en disolución acuosa proporciona iones OH^-. Brönsted y Lowry afirman que una base es una sustancia capaz de captar iones H^+, lo que extiende el concepto de Arrhenius a medios no acuosos. Finalmente, Lewis explica la basicidad definiendo las bases como sustancias capaces de ceder un par de electrones no compartidos.

➪ ÁCIDO

Ejemplo

Bases de Arrhenius: $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2OH^{-1}$

Bases de Brönsted y Lowry: $NH_3 + H^+ \longleftrightarrow NH_4^+$

$CO_3^{-2} + H^+ \longleftrightarrow HCO_3^{-1}$

$CaO + CO_2 \longrightarrow CaCO_3$

Bases de Lewis: $Ca^{+2}\ O^{-2} + O = C = O \longrightarrow Ca^{+2}\ [O - C = O]^{-1}$

- **base conjugada** Molécula que procede de un ácido por captación de un protón H^+ y que puede actuar como base en el proceso inverso. Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada, y viceversa.

base

Ejemplo

$$\underset{\text{ácido}}{CH_3COOH} + \underset{\text{base}}{H_2O} \longleftrightarrow \underset{\substack{\text{base}\\\text{conjugada}\\\text{del ácido}}}{CH_3COO^{-1}} + \underset{\substack{\text{ácido}\\\text{conjugado}\\\text{de la base}}}{H_3O^+}$$

Ejercicio

Formula las bases conjugadas de los siguientes ácidos: HCl, NH_4^+, HCO_3^{-1}, H_2O

Ácido	Base conjugada
HCl	Cl^{-1}
NH_4^+	NH_3
HCO_3^{-1}	CO_3^{-2}
H_2O	OH^{-1}

- **base débil** Base que tiene poca capacidad de captar protones o que aporta pocos iones OH^-, por lo que su constante de disociación K_b es pequeña. Es el caso del amoníaco o del ion cianuro.

Ejercicio

Calcula el pH de una disolución básica de amoníaco, NH_3, de concentración 0,2 M, sabiendo que su constante de basicidad es $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

$$NH_3 \longleftrightarrow NH_4^+ + OH^{-1}$$

inicio	0,2	0	0
reacciona	x	forma x	x
equilibrio	0,2–x	x	x

$$K_a = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^{-1}]}{[NH_3]} = \frac{x \cdot x}{0{,}2 - x} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$$

$$x^2 - 0{,}2 \cdot 1{,}8 \cdot 10^{-5} + 1{,}8 \cdot 10^{-5} \cdot x = 0$$

→

El término $1{,}8\cdot10^{-5}\cdot x$ es despreciable por ser muy pequeño, por tanto:

$$x = \sqrt{3{,}6 \cdot 10^{-6}} = 1{,}89 \cdot 10^{-3} = [OH^{-1}];$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^{-1}]} = \frac{10^{-14}}{1{,}89 \cdot 10^{-3}} = 5{,}29 \cdot 10^{-12}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = 11{,}28$$

- **base fuerte** Base que tiene una alta capacidad de captación de protones cedidos por el ácido o bien que aporta muchos iones OH^-. Esto se manifiesta con una constante de basicidad muy grande. La reacción de disociación es prácticamente irreversible. Es el caso del hidróxido de sodio o de potasio.

basicidad Medida cuantitativa de las propiedades de una base. Según Arrhenius la fortaleza de una base se mide por la concentración de iones OH^-. En disoluciones diluidas, la basicidad aumenta para pH superiores a 7 y el máximo se da en pH=14. En disoluciones concentradas, la basicidad se mide con la concentración de $[OH^-]$.

- **basicidad, constante de** Constante que mide la fortaleza de una base. También se le denomina *constante de ionización básica*. Se representa por K_b y es un valor numérico que se obtiene al dividir las concentraciones de las sustancias disociadas por la concentración de la fracción molecular no disociada del reactivo básico.

Ejemplo

$$BOH \xrightarrow{H_2O} B^+ + OH^{-1}$$

$$Kb = \frac{[B^-] \cdot [OH^{-1}]}{[BOH]}$$

La constante de basicidad del amoníaco es de $1{,}8\cdot10^{-5}$ y su expresión:

$$NH_3 \xleftrightarrow{H_2O} NH_4^+ + OH^{-1}$$

→

batería

$$Kb = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^{-1}]}{[NH_3]} = 1{,}8 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \cdot \text{dm}^{-3}$$

El valor de la constante nos indica que el numerador de la fracción es mucho más pequeño que el denominador; por tanto, la reacción está poco desplazada hacia la derecha. Es decir, es una base débil que tiene poca capacidad de captar protones H^+ o de ceder OH^-.

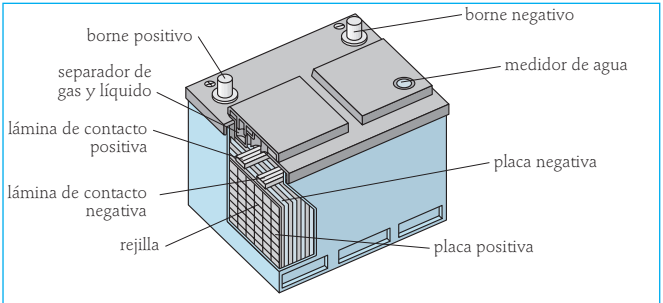
batería Conjunto de acumuladores agrupados en serie que tienen como finalidad almacenar la energía eléctrica producida en su interior. Son de gran utilidad en instalaciones en caso de fallo en el suministro. Se usan en automóviles y cada vez más en aparatos electrónicos. El voltaje obtenido en una batería de coche de seis acumuladores es de 12 V; algunos camiones tienen baterías que suministran 24 V. Como alternativa a la batería electroquímica está la batería solar o fotovoltaica, que utiliza la radiación solar como fuente de energía.

⇨ ACUMULADOR

Ejemplo

El proceso de carga en la batería de un coche se produce cuando el vehículo lleva un movimiento uniforme; su energía cinética es transformada por la dinamo y la electricidad producida se utiliza en invertir la reacción química de los acumuladores, cargándolos nuevamente. La descarga se produce al arrancar el vehículo. Es imprescindible tener una batería en condiciones, ya que esta energía acumulada se necesita para poner en funcionamiento el motor de arranque, las luces, los parabrisas, etc.

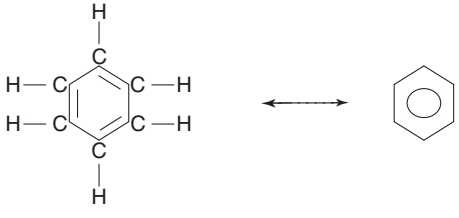
→



Batería de un automóvil.

bauxita Roca sedimentaria formada básicamente por óxido de aluminio, hierro y titanio, aluminosilicatos e hidróxido de aluminio. Los minerales que la forman son la gibsita, el diásporo y la boehmita. Es una roca arcillosa blanda, de color blanco a rojo oscuro. Se forma por meteorización de rocas como las pizarras y los granitos en condiciones tropicales o subtropicales. La bauxita es la principal mena del aluminio; de su tratamiento se obtiene alúmina, que posteriormente produce aluminio. También se utiliza para la obtención de abrasivos.

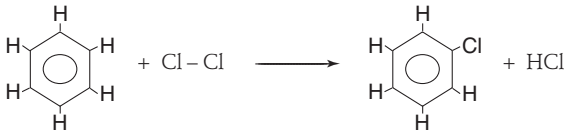
benceno Compuesto aromático formado por un anillo de seis carbonos con tres enlaces dobles y tres simples alternados. El benceno es un líquido incoloro, apolar, insoluble en agua y menos denso que ésta. Hierve a 80 °C y sus vapores son tóxicos y cancerígenos. Se obtiene en la destilación fraccionada del petróleo y es una materia prima fundamental en la industria química orgánica. Su comportamiento químico indica que los electrones que forman los dobles enlaces están deslocalizados en toda la molécula y las distancias entre los átomos de carbono son todas iguales; esta situación recibe el nombre de *resonancia*. Las reacciones químicas más importantes del benceno son las de sustitución.



benzaldehído

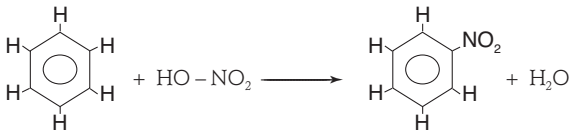
Ejemplo

Diferentes tipos de reacciones de sustitución del benceno:
– Reacción del benceno con el cloro: proceso llamado *cloración*. La reacción se realiza en presencia de catalizadores.



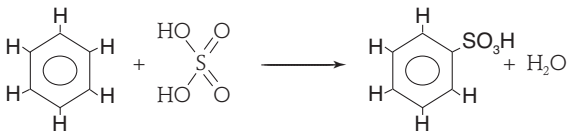
clorobenceno

– Reacción del benceno con el ácido nítrico: proceso llamado *nitración*.



nitrobenceno

– Reacción del benceno con el ácido sulfúrico concentrado y caliente: proceso llamado *sulfonación*.



ácido bencensulfónico

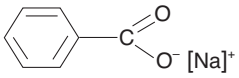
¿SABÍAS QUE...?

benceno

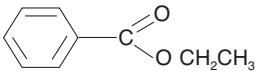
El benceno y otros compuestos aromáticos tóxicos han sido aislados en el alquitrán que se forma al arder los cigarrillos, en el aire contaminado y como producto de la descomposición de la grasa en la carne asada en barbacoas.

benzaldehído Aldehído aromático, de fórmula C_6H_5COH, al que las almendras le deben su olor. Es líquido a temperatura ordinaria, poco soluble en agua y miscible en alcohol y éter. Se obtiene por oxidación del tolueno y es utilizado como intermediario en la síntesis de colorantes y otros productos de aplicación farmacéutica. Se emplea en perfumería, cosmética y alimentación como aromatizante.

benzoatos Compuestos derivados del ácido benzoico por sustitución del hidrógeno del grupo ácido por un catión o un grupo radicálico.



benzoato sódico



benzoato de etilo

benzoico, ácido Ácido orgánico de fórmula C_6H_5COOH. Cristaliza en forma de agujas blancas solubles en etanol y éter y que se funden a 122,5 °C. Esterificado y en forma de sales está presente en un buen número de productos naturales, como algunas resinas. El ácido libre y sus sales sódica, potásica y cálcica se utilizan como aditivos alimentarios en bebidas refrescantes, caramelos, conservas vegetales, etc. Su actividad antimicrobiana se manifiesta especialmente en medio ácido.

berilio Elemento químico de símbolo Be, perteneciente al grupo 2 de la tabla periódica, de número atómico 4 y masa atómica 9,0122. Se presenta como un metal blanco plateado, ligero, duro y quebradizo, con características tóxicas. Es un buen conductor térmico y muy permeable a los rayos X. Es poco reactivo a temperaturas ordinarias, pero al calentarse reacciona vigorosamente con el aire; es atacado suavemente por las bases y los ácidos no oxidantes. Tiene un único isótopo estable, el Be-9, y se conocen 9 radioisótopos. Industrialmente se utiliza para la obtención de aleaciones especiales, a las que confiere dureza y resistencia térmica y química. Por estas propiedades y por su ligereza es muy utilizado en la industria aeronáutica, la eléctrica, la informática y la nuclear.

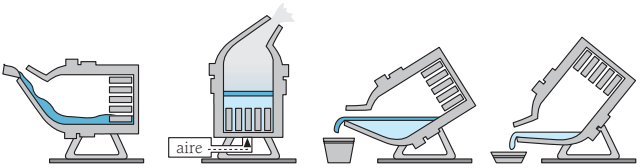
- **berilio, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan berilio en su estructura. Los más importantes son el óxido y el hidróxido. El óxido de berilio, BeO, es un sólido cristalino blanco que

se utiliza en la fabricación de cerámicas especiales y en la industria nuclear. El hidróxido de berilio, $Be(OH)_2$, es una sustancia anfótera insoluble en agua que se obtiene por hidratación del óxido.

berilo Mineral de fórmula $Be_3Al_2(Si_6O_{18})$ perteneciente al grupo de los ciclosilicatos. Se presenta en forma de grandes cristales prismáticos hexagonales, blancos o transparentes. Cristaliza en el sistema hexagonal y se caracteriza por su gran dureza, de 7,5 a 8. Existen diversas variedades de berilo, entre ellas la aguamarina, la esmeralda o la morganita. Es la principal mena del berilio y se utiliza ampliamente en gemología y joyería.

berkelio Elemento químico de símbolo Bk, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 97 y masa atómica 247. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza y se obtiene en laboratorios nucleares. Aunque se ha producido en cantidades pequeñas, se supone que es un metal plateado. En general, su química es muy similar a la del terbio. Se conocen 20 radioisótopos, de los cuales el más abundante es el Bk-247, con una vida media de 1 380 años. Sirve únicamente como fuente de obtención de californio.

Bessemer, proceso Método industrial de obtención del acero. Fue ideado por el siderúrgico británico H. Bessemer y posibilitó la introducción masiva del acero como material de construcción. El proceso se lleva a cabo en grandes cubas movibles recubiertas de un material refractario rico en sílice y provistas de toberas. El horno se carga con arrabio y se le insufla aire a presión. El oxígeno del aire oxida las impurezas presentes en la masa de hierro y forma la escoria, que se elimina. Además, se oxida el exceso de carbono presente en el arrabio, con lo que se obtiene un acero de mejor calidad.



Esquema del proceso Bessemer.

bicarbonato ⇨ HIDROGENOCARBONATOS

- **bicarbonato de calcio** ⇨ CALCIO, COMPUESTOS DE
- **bicarbonato de magnesio** ⇨ MAGNESIO, COMPUESTOS DE

binario Compuesto químico formado por dos elementos distintos. Los óxidos, los hidruros, los haluros y los sulfuros, entre otros, son compuestos binarios.

bismuto Elemento químico de símbolo Bi, perteneciente al grupo 14 de la tabla periódica, de número atómico 83 y masa atómica 208,98. Es un metal blanco plateado con tonos rojizos o rosados, duro y quebradizo. Conduce mal la electricidad y el calor. Aumenta de volumen al calentarse y es uno de los elementos más difíciles de magnetizar. Es relativamente poco reactivo; no reacciona en contacto con el agua ni los ácidos, y únicamente reacciona con el aire en caliente. Tiene un único isótopo estable, el Bi-209, y se conocen 31 radioisótopos. Se utiliza principalmente para la preparación de aleaciones de bajo punto de fusión, así como en la industria cosmética, farmacéutica, de pinturas y barnices.

bisulfato ⇨ HIDROGENOSULFATOS

bisulfito ⇨ HIDROGENOSULFITOS

bivalente o divalente Elemento químico que tiene una valencia o estado de oxidación igual a dos. Así pues, puede formar enlaces iónicos o covalentes en los que intervienen dos electrones por átomo enlazado. Son bivalentes, entre otros, el oxígeno, el calcio, el magnesio, el cadmio y el cinc.

blenda Mineral de fórmula ZnS perteneciente al grupo de los sulfuros. Se presenta en forma de cristales maclados o de masas compactas de brillo resinoso, con colores que pueden variar del amarillo pálido al negro. Cristaliza en el sistema cúbico y tiene una dureza de 3,4 a 4. Es la principal mena del cinc. También se denomina *esfalerita*.

¿SABÍAS QUE...?

blenda

La denominación *blenda* proviene del alemán medieval y significa «engaño» o «traición». La blenda aparece asociada casi siempre a la galena, PbS, la principal mena del plomo, un mineral muy valioso, por lo que se pensó que la blenda →

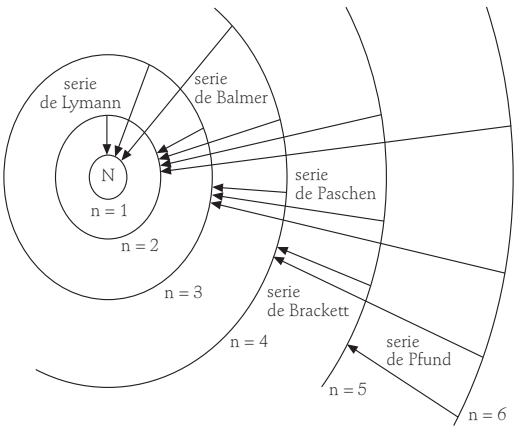
Böhr

debía de ser también una mena del plomo. Durante siglos no se le consiguió obtener ningún rendimiento útil. Hasta el siglo XIX no empezó su explotación intensiva.

Böhr, teoría de Modelo atómico propuesto por el físico danés Niels Böhr en 1913. Se resume en tres postulados:

- Los electrones giran en órbitas circulares estables y fijas, y no emiten ni absorben energía mientras se mantienen en ellas. Estas órbitas se denominan *niveles de energía del electrón* y se les representa por *n*.
- Únicamente son posibles aquellas órbitas en las que se cumpla que el momento angular del electrón sea múltiplo de $\frac{h}{2 \cdot \pi}$.
- La energía liberada al efectuar un electrón una transición desde una órbita superior, en la que es inestable, a otra inferior, más cercana al núcleo y más estable, se emite en forma de una radiación electromagnética, cuya frecuencia es igual a la diferencia de energía de los niveles entre la constante de Planck.

Este modelo atómico de Böhr permite explicar la discontinuidad del espectro del átomo de hidrógeno, pero tiene sus limitaciones, ya que



Órbitas y espectro del átomo de hidrógeno según el modelo de Böhr.

sólo es válido para el espectro de hidrógeno; por esta razón tuvieron que introducirse correcciones, como por ejemplo subniveles. Nuevos planteamientos teóricos a finales de la década de 1920 permitieron la elaboración de modelos atómicos más perfeccionados.

bohrio Elemento químico de símbolo Bh, perteneciente al grupo 7 de la tabla periódica, de número atómico 107. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza. No se conoce su aspecto, pero se supone que es un metal gris plateado, con unas características químicas similares a las del renio. Se conocen ocho radioisótopos del bohrio, de los cuales el más estable es el Bh-264, con una vida media de 0,44 segundos.

Boltzman, constante de Constante de los gases ideales referida a una molécula, de símbolo *k*. Equivale a la constante universal *R* por molécula, $k=R/N_A$, en donde N_A es el número de Avogadro. Es una constante de gran importancia en la teoría cinética de los gases, ya que permite calcular la energía interna de una molécula del gas.

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8{,}3 \text{ joules} \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}}{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot mol^{-1}} =$$

$$= 1{,}38 \cdot 10^{-23} \text{ joules} \cdot K^{-1} \cdot \text{molécula}^{-1}$$

bomba calorimétrica ⇨ CALORÍMETRO

bomba centrifugadora ⇨ CENTRIFUGADORA

bomba de vacío Bomba que se utiliza para extraer gases de un recipiente cerrado. La presión que se obtiene en el interior es mucho menor que la atmosférica. En la práctica, el vacío absoluto no se puede conseguir, siempre existirá algo de materia, gases o vapores. En el denominado *alto vacío*, la presión alcanzada es tan sólo de 10^{-5}–10^{-7} N/m^2. Se utilizan bombas de vacío mecánicas, que generalmente son rotatorias.

borano Combinación binaria del boro y del hidrógeno. Al principio se refería exclusivamente al hidruro de boro, pero la denominación se ha extendido al conjunto de las combinaciones binarias boro-hidrógeno, todas ellas tóxicas. El hidruro de boro es un dímero de fórmula B_2H_6, con dos hidrógenos formando un puente entre los átomos de boro. Existe un número cada vez mayor de boranos, que presentan una gran complejidad estructural.

bórax

bórax Mineral de fórmula $Na_2B_4O_5(OH)_4 \cdot 8H_2O$ perteneciente al grupo de los boratos. Se presenta en forma de masas celulares o en grandes cristales prismáticos, transparentes o blanquecinos. Cristaliza en el sistema monoclínico y tiene una dureza de 2 a 2,5. Se utiliza en la fabricación de detergentes, como fundente y disolvente en metalurgia, y en la fabricación de fibra de vidrio.

bórico, ácido Compuesto químico de fórmula H_3BO_3. Se presenta como un sólido cristalino transparente. Actúa como un ácido de Lewis débil; al ser calentado pierde agua y forma ácidos bóricos condensados. Sus sales son los denominados *boratos*. Se utiliza para la obtención de materiales borados, en la producción de vidrios borosilicatados y en medicina.

Born-Haber, ciclo de Proceso cíclico que describe el balance termodinámico de la reacción de formación de un compuesto iónico en consonancia con la ley de Hess. Se utiliza en los cálculos de energías reticulares en redes cristalinas de sólidos y energías de enlace de compuestos covalentes.

Ejemplo

La reacción de formación del cloruro de sodio, NaCl, es la siguiente:

$$Na_{(s)} + \tfrac{1}{2}Cl_{2(g)} \rightarrow NaCl_{(s)} + \Delta H_f^\circ$$

Para realizar el cálculo de la entalpía de formación del NaCl, se debe efectuar el desglose de la reacción en sus etapas:

Primera etapa, sublimación del sodio: $Na_{(s)} + S \rightarrow Na_{(g)}$

S: energía de sublimación= 108 kJ/mol

Segunda etapa, disociación del cloro: $Cl_{(g)} + \tfrac{1}{2}D \rightarrow 2Cl_{(g)}$

D: energía de disociación= 242 kJ/mol

Tercera etapa, ionización del sodio: $Na_{(g)} + I \rightarrow Na^+_{(g)} + 1e^{-1}$

I: energía de ionización= 494 kJ/mol

Cuarta etapa, ionización del cloro: $Cl_{(g)} + A + 1e^{-1} \rightarrow Cl^{-1}_{(g)}$

A: afinidad electrónica= –364 kJ/mol

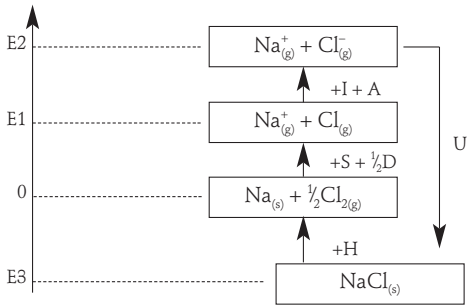
Quinta etapa, formación de la red cristalina: $Na^{+1}_{(g)} + Cl^{-1}_{(g)} + U \rightarrow$

$\rightarrow NaCl_{(s)}$

U: energía reticular = –770 kJ/mol

→

Proceso energético global: + S + 1/2D + I + A +U = ΔH_f
+ 108 + 242/2 + 498 – 364 – 770= –407 kJ/mol



boro Elemento químico de símbolo B, perteneciente al grupo 13 de la tabla periódica, de número atómico 5 y masa atómica 10,811. Se presenta como un sólido amorfo de color marrón oscuro. Existe una variedad de boro cristalino con un aspecto semejante al del diamante y extremadamente duro. El boro es un típico elemento no metálico, con propiedades semiconductoras que se incrementan con la temperatura. Su química es similar a la del carbono. Se trata de un elemento poco reactivo a temperatura ambiente, puesto que no reacciona con el agua, los ácidos ni las bases, y solamente lo hace de forma suave con el aire. Tiene dos isótopos estables, el B-10 y el B-11; se conocen igualmente 11 radioisótopos. Se utiliza en la industria del vidrio para obtener vidrios especiales; en metalurgia para conseguir aleaciones de elevada dureza y abrasivos; en la industria nuclear gracias a su gran capacidad de absorber neutrones, y en medicina.

• **boro, hidruro de** ⇨ BORANO

borosilicato Compuesto químico silicatado que incorpora boro en su estructura. Los compuestos borosilicatados son básicamente vidrios en los que se ha sustituido parte del óxido de calcio y de sodio por óxido de boro. Esta sustitución provoca que el vidrio sea más inerte química y térmicamente. El vidrio pyrex es un tipo de vidrio borosilicatado.

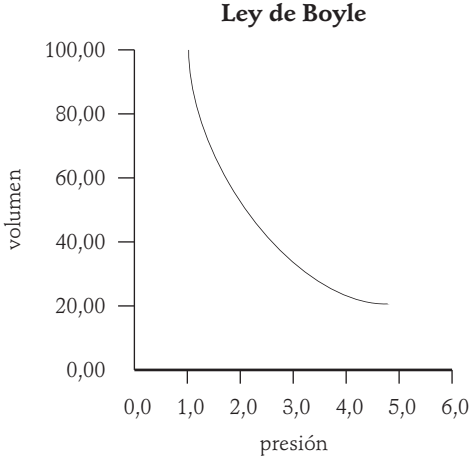
boruro

boruro Combinación binaria del boro con un elemento más electropositivo, generalmente un metal. Los boruros metálicos suelen ser refractarios, con puntos de fusión muy elevados.

Boyle, ley de Ley que indica que, a temperatura constante, la presión a la que está sometido un gas es inversamente proporcional al volumen que ocupa, $P \cdot V = cte$. Esto quiere decir que si la presión aumenta, el volumen ha de disminuir, y viceversa. La ley no se cumple para valores muy grandes de la presión pues, o bien el gas se licua, o bien el tamaño de las partículas hace que siempre exista un volumen mínimo que nunca será cero.

Ejemplo

Presión (en atm)	Volumen (en dm^3)
1,0	100,00
1,5	66,67
2,0	50,00
2,5	40,00
3,0	33,33
3,5	28,57
4,0	25,00
4,5	22,22
5,0	20,00



Ejercicio

Se tiene un recipiente cerrado pero con un émbolo movible que contiene gas oxígeno. Éste ocupa 50 cm^3 de volumen y está sometido a la presión de 1 atm. ¿Qué volumen ocupará si la presión se duplica?

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2;\ 1\ atm \cdot 50\ cm^3 = 2\ atm \cdot V_2;$$

$$V_2 = \frac{1\ atm \cdot 50\ cm^3}{2\ atm} = 25\ cm^3$$

Brackett, serie de Conjunto de líneas del espectro del átomo de hidrógeno correspondiente a la zona del infrarrojo medio que relaciona las longitudes de onda de las transiciones electrónicas entre los niveles superiores y el nivel cuántico n = 4.

bromhídrico, ácido Disolución acuosa del hidruro de bromo, HBr. El ácido bromhídrico actúa como un ácido fuerte y se comercializa en dilución, normalmente al 48 %.

brómico, ácido Oxoácido de fórmula $HBrO_3$. Es un ácido muy fuerte que no se puede preparar en disoluciones concentradas, puesto que tiende a descomponerse violentamente. Es un agente oxidante muy fuerte que da lugar a una gama de sales denominadas *bromatos*.

bromo Elemento químico de símbolo Br, perteneciente al grupo 17 de la tabla periódica, de número atómico 35 y masa atómica 79,909. Se presenta como un líquido denso de color rojo oscuro y olor sofocante. Hierve a menos de 60 °C, desprendiendo un vapor sofocante de moléculas diatómicas altamente venenoso. El bromo es un elemento muy reactivo; es estable en contacto con el aire y se disuelve en contacto con agua y ácidos; reacciona, en cambio, con bases. Tiene dos isótopos estables, el Br-79 y el Br-81; asimismo, se conocen 26 radioisótopos. El bromo se utiliza para obtener sus numerosos compuestos y en la industria de los colorantes.

bromuro Combinación binaria del bromo con un compuesto más electropositivo. El bromuro de litio, LiBr, es un compuesto que se presenta como un sólido blanco y se usa como desecante y en medicina.

bromuro

El bromuro de calcio, $CaBr_2$, es un sólido cristalino que se utiliza en fotografía y en la preparación de productos farmacéuticos. El bromuro de amonio, NH_4Br, es un sólido cristalino blanco que se utiliza como retardante de llama y en la preparación de emulsiones fotográficas.

- **bromuro de plata** ⇨ PLATA, COMPUESTOS DE

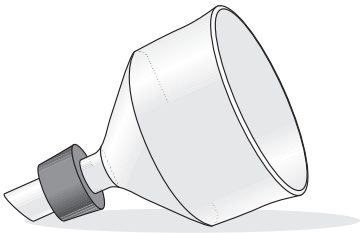
bronce Aleación de cobre y estaño. En general, los bronces son metales amarillos, duros, tenaces y de alto punto de fusión, pero sus propiedades varían según la proporción de estaño que posean y de la adición de otros elementos. Así, los bronces tradicionales, que sólo contienen cobre y de un 6 a más de un 30 % de estaño, son duros y presentan buena resistencia mecánica y química, por lo que son muy utilizados para fabricar piezas para embarcaciones; si a estos bronces se les añade un alto porcentaje de plomo se obtienen los bronces antifricción, que son menos duros pero que presentan una alta tolerancia al desgaste. Existen bronces que no presentan estaño en su composición, pero que añaden otros elementos como berilio o silicio.

browniano, movimiento Movimiento desordenado y en zigzag de las partículas de una dispersión coloidal. Se puede observar en el ultramicroscopio y se produce por los choques desordenados de las moléculas del medio de dispersión sobre las partículas dispersas. Cuanto mayor es el grado de dispersión más desordenado es el movimiento. Si el tamaño de las partículas se incrementa, las colisiones se hacen más intensas; en cambio, si el tamaño se reduce a 3-4 μm, los choques se anulan y el movimiento se hace imperceptible. Este movimiento explica la no sedimentación de los coloides y sirvió para corroborar la teoría cinético-molecular.

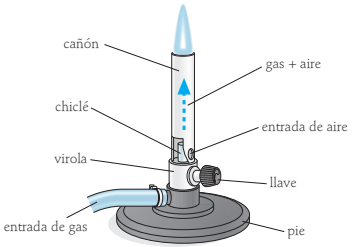
> **¿SABÍAS QUE...?** browniano, movimiento
>
> El físico francés Jean Perrin, premio Nobel de Química en 1926, pudo, gracias al movimiento browniano, calcular en 1910 el número de Avogadro. Así obtuvo un valor similar al actual $5{,}5 \cdot 10^{23}$.

Buchner, embudo Embudo de porcelana con forma cilíndrica en su parte más ancha y cuya base está llena de pequeñas aberturas que co-

municican con un tubo vertical más delgado por donde se difunde el líquido filtrado. Se utiliza en el filtrado al vacío o por aspiración. En el fondo del embudo se coloca el producto sobre papel de filtro. El embudo se introduce en un matraz kitasato, que posee una tabuladura lateral conectada mediante una goma a una fuente exterior que aspira, provocando el vacío, de forma que el líquido es succionado gracias a la disminución de presión.



Bunsen, mechero Utensilio de laboratorio destinado a suministrar energía calorífica. Consta de un tubo metálico vertical con una abertura lateral en la parte inferior que permite la entrada controlada de aire; éste, en contacto con el combustible (gas natural), proporciona una llama en el extremo superior. Los gases o las sustancias fácilmente volátiles sometidas a la llama emiten unas radiaciones características que son observables por un espectroscopio o a simple vista, lo que permite la identificación del elemento.



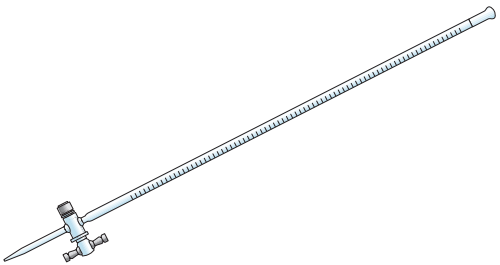
Ejemplo

Si se humedece un hilo de platino con HCl diluido y se le adhiere unas partículas de sal, éstas se volatilizan en forma de cloruro al →

bureta

entrar en contacto con la llama y dan una coloración específica. Así, si la sal contiene sodio, da coloración amarilla-anaranjada; si contiene cobre, verde-azulada, y si contiene estroncio, rojo ladrillo. De ahí que en pirotecnia se utilicen sales de sodio, bario, cobre y estroncio, que proporcionan unos colores vistosos en los espectáculos de fuegos artificiales.

bureta Tubo graduado utilizado en las mediciones volumétricas, alcalimetrías y reacciones redox. En la parte inferior dispone de una llave que permite el goteo lento del líquido para controlar así el volumen que interviene en la reacción. En la bureta se coloca la solución patrón de concentración conocida y se enrasa de forma que el cero esté tangente al menisco del líquido. Existen buretas para gases.



butadieno Hidrocarburo tetracarbonado de cadena abierta que contiene dos dobles enlaces conjugados, $CH_2 = CH - CH = CH_2$. Es un gas incoloro de olor característico y soluble en disolventes orgánicos. Se puede obtener por muchos métodos, como por deshidrogenación del buteno. Tiene una gran reactividad y se polimeriza fácilmente en presencia de catalizadores; se copolimeriza con una gran variedad de compuestos.

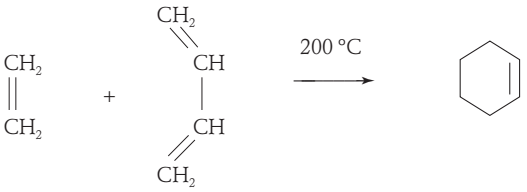
Ejemplo

Polimerización del butadieno, en la que se pueden encontrar dos unidades repetitivas derivadas del compuesto:

$\ldots\ldots\ CH_2 - CH = CH - CH_2\ \ldots\ldots$ $\qquad$ $\ldots\ldots\ \begin{matrix} C & - & CH_2 \\ | & & \\ CH = CH_2 & & \end{matrix}\ \ldots\ldots$ $\rightarrow$

Ejemplo

Ejemplo de participación del butadieno en la reacción de Diels-Alder:

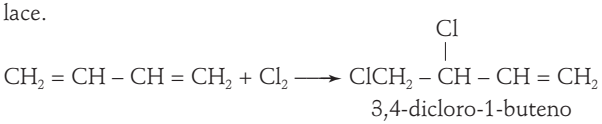


etileno butadieno ciclohexeno

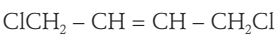
Ejercicio

¿Qué compuestos se formarán en la reacción de adición de una molécula de cloro al butadieno?

Los dos átomos de cloro se pueden adicionar al mismo doble enlace, o bien uno a cada uno, desplazando el doble enlace.



3,4-dicloro-1-buteno



1,4-dicloro-2-buteno

butanal Aldehído líquido de olor penetrante e inflamable, llamado también *butiraldehído*, de fórmula $CH_3CH_2CH_2COH$. Se obtiene por deshidrogenación del butanol. Se utiliza en la obtención de aceleradores de vulcanización, resinas sintéticas, disolventes y plastificantes.

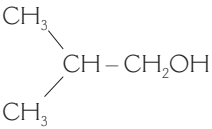
butano Alcano presente en el gas natural y el petróleo, obtenido como subproducto del refino de éste, de fórmula $CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$. Es incoloro, muy inflamable y con un alto poder calorífico, lo que lo capacita como combustible en usos domésticos e industriales. Tiene una presión de vapor suficientemente baja para que pueda ser transportado y comercializado líquido en envases metálicos, especialmente en aquellos lugares en los que no existe distribución de gas ciudad. También es utilizado como materia prima en la industria del caucho sintético.

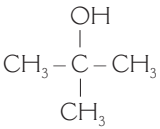
butanol

butanol Cada uno de los cuatro alcoholes isómeros de cuatro átomos de carbono que corresponden a la fórmula empírica C_4OH_9 (llamado también *alcohol butílico*):

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2OH$
1-butanol (alcohol n-butílico)

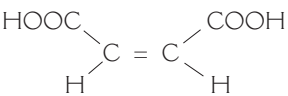
$CH_3 - CHOH - CH_2 - CH_3$
2-butanol (alcohol sec-butílico)

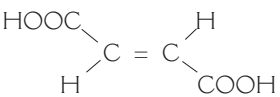

2-metil-1-propanol
(alcohol isobutílico)


2-metil-2-propanol
(alcohol terc-butílico)

El alcohol n-butílico es el resultado de la fermentación de almidones o azúcares. El alcohol sec-butílico se prepara por reducción de la butanona. El alcohol isobutílico está presente en el aceite de fusel, subproducto de la fermentación etílica de glúcidos. El alcohol terc-butílico se obtiene por hidratación del isobutileno. Los tres primeros son líquidos y el cuarto, sólido. Son utilizados como disolventes de pinturas, barnices y cera, para la obtención de los acetatos correspondientes, en perfumería y para la fabricación de laca, rayón y detergentes.

butenodioico, ácido Compuesto con un doble enlace y dos grupos carboxílicos.


cis-butenodioico

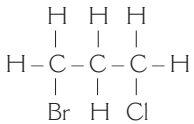

trans-butenodioico

El doble enlace presenta una isomería geométrica. Puede adoptar dos posiciones, cis o trans. Según sea la posición adoptada, el ácido muestra distinta reactividad.

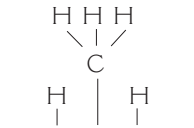
butírico, ácido Líquido aceitoso con olor a aceite rancio de fórmula $CH_2CH_3CH_2COOH$. Está presente en la mantequilla y se obtiene por fermentación de glúcidos o por oxidación del butanal. Se utiliza en la síntesis de sus ésteres, de los cuales algunos son útiles en perfumería y en las industrias farmacéutica y alimentaria.

C c

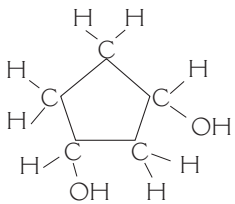
cadena Serie de átomos de carbono unidos consecutivamente que constituyen el esqueleto de una molécula orgánica. Las cadenas pueden ser lineales, ramificadas o cerradas (ciclos):



cadena lineal



cadena ramificada

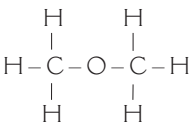


cadena cerrada o ciclo

En algunas moléculas, uno o diversos eslabones de la cadena pueden ser heteroátomos (principalmente O, S y N).

tetrahidrofurano

piridina



dimetil éter

¿SABÍAS QUE...? cadena

La gran cantidad de compuestos químicos que contienen carbono es debida, fundamentalmente, a la capacidad que →

cadena

tienen los átomos de carbono de unirse entre ellos y con otros elementos. En su nivel más externo, el carbono tiene cuatro electrones que puede compartir formando cuatro enlaces covalentes.

- **cadena, reacción en** ⇨ FISIÓN NUCLEAR
- **cadena de transporte de electrones o cadena respiratoria** Sistema de transporte de electrones desde las moléculas de ADN, obtenidas en la oxidación de los ácidos grasos y los glúcidos, hasta el oxígeno molecular. En este proceso, llamado *fosforilación oxidativa*, se libera gran cantidad de energía que se utiliza para generar ATP. La cadena respiratoria tiene lugar en la membrana interna de las mitocondrias y en ella participan unos transportadores de electrones, los citocromos.

cadmio Elemento químico de símbolo Cd, perteneciente al grupo 12 de la tabla periódica, de número atómico 48 y masa atómica 112,4. Se presenta como un metal blanco plateado brillante, blando, dúctil y maleable. Químicamente es bastante reactivo y similar al cinc. Reacciona suavemente con el oxígeno; también reacciona con los ácidos, pero es inerte frente a las bases. Presenta ocho isótopos estables o de vida media muy larga, de los cuales el más abundante es el Cd-114; se conocen 27 radioisótopos. Se utiliza para la producción de aleaciones especiales, en la industria nuclear, en sistemas de protección electrolítica y en la fabricación de pilas y baterías.

cal Denominación común del óxido y el hidróxido de calcio, CaO y $Ca(OH)_2$. El óxido de calcio, también denominado *cal viva*, es un sólido blanco higroscópico y corrosivo que reacciona violentamente con ácidos y con el agua. Se prepara por calcinación del carbonato de calcio, $CaCO_3$. Si la cal viva se deja reposar en contacto con agua, se transforma en hidróxido de calcio o cal apagada, un sólido blanco muy fino. Ambos tipos de cal se utilizan en la industria de la construcción; la cal viva se usa en la producción de hormigón, en agricultura y en metalurgia; la cal apagada, por su parte, se emplea como conglomerante y en la fabricación de cemento. La cal apagada diluida, denominada *lechada de cal*, se usa para blanquear las paredes de las casas.

- **cal apagada** ⇨ CAL
- **cal viva** ⇨ CAL

calcinación Proceso químico que tiene lugar mediante calentamiento a altas temperaturas y cuya finalidad es la eliminación de los componentes volátiles presentes en una sustancia sólida.

Ejemplo

La eliminación de las sales amoniacales de mezclas salinas se realiza a temperaturas superiores a 400 °C. En el ámbito industrial, la calcinación del carbonato de calcio permite obtener cal viva, CaO:

$$CaCO_{3(s)} + \text{calor} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}\uparrow$$

¿SABÍAS QUE...? calcinación

Si la calcinación se produce mediante oxidación, el proceso recibe el nombre de *torrefacción* o *tostación*. Es el caso del proceso metalúrgico de las piritas:

$$CuS_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CuO_{(s)} + SO_{2(g)}\uparrow$$

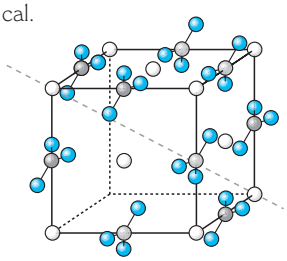
calcio Elemento químico de símbolo Ca, perteneciente al grupo 2 de la tabla periódica, de número atómico 20 y masa atómica 40,08. Se presenta como un metal blanco plateado bastante blando y es el metal más abundante de la corteza terrestre. Es un elemento bastante reactivo: reacciona vigorosamente con el aire atmosférico y de forma más suave con el agua, con los ácidos y con las bases. Tiene seis isótopos estables o con una vida media muy larga, de los cuales el más abundante es el Ca-40; también se conocen 18 radioisótopos. El calcio metálico se utiliza en la fabricación de aleaciones, como reductor en metalurgia y para eliminar el azufre de los aceites.

- **calcio, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan calcio en su estructura. Entre ellos destacan el carbonato, el bicarbonato, el cloruro, el carburo, el hidróxido y el óxido. El carbonato de calcio, $CaCO_3$, es un sólido blanco muy abundante en la naturaleza en forma de minerales, como la calcita y el aragonito, y de rocas como el mármol. Se utiliza en construcción, como fármaco antiácido

y en la preparación de cal. El bicarbonato o hidrogenocarbonato de calcio, $Ca(HCO_3)_2$, está muy relacionado con el anterior, puesto que en solución acuosa se forma el equilibrio entre el ion carbonato y el bicarbonato. Se utiliza en la fabricación de cementos y en la industria del papel. Tanto el carbonato como el bicarbonato de calcio son en gran parte responsables de la dureza del agua. El cloruro de calcio, $CaCl_2$, es un sólido blanco muy soluble en agua que se utiliza en la industria alimentaria, en el tratamiento de aguas residuales y en sistemas de refrigeración. El carburo de calcio, CaC_2, es un sólido pardo altamente reductor que se utiliza sobre todo en la obtención de acetileno y otros productos orgánicos y en metalurgia. El óxido y el hidróxido de calcio se denominan, respectivamente, *cal viva* y *cal apagada*.

⇨ CAL

calcita Mineral de fórmula $CaCO_3$ perteneciente al grupo de los carbonatos. Se presenta en forma de grandes cristales, escalenoédricos, romboédricos o prismáticos, y en grandes masas transparentes o blancas con otras coloraciones debidas a la presencia de impurezas. Cristaliza en el sistema hexagonal. Tiene una dureza de 3. Es unos de los minerales que presenta más formas naturales. Se utiliza en la fabricación de cementos y materiales cerámicos, como fundente, en óptica y para la obtención de cal.



Estructura cristalina de la calcita.

¿SABÍAS QUE...? calcita

El carbonato de calcio es uno de los compuestos químicos más extendidos en la naturaleza. Existen dos minerales formados por carbonato de calcio: la calcita y el aragonito.

→

Como ambos tienen la misma composición pero cristalizan en distintos sistemas cristalográficos, se dice que presentan polimorfismo. Así, el aragonito cristaliza en el sistema rómbico y se presenta en grandes cristales hexagonales.

calcopirita Mineral de fórmula $CuFeS_2$ perteneciente al grupo de los sulfuros. Se presenta en forma de masas compactas compuestas por cristales pequeños de color amarillo verduzco. Cristaliza en el sistema tetragonal y tiene una dureza de 3,5 a 5. Es la principal mena del cobre.

californio Elemento químico de símbolo Cf, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 98. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza. Tiene aspecto de metal muy volátil. Es bastante reactivo y su química es similar a la de las tierras raras. Reacciona en contacto con el aire, el agua y los ácidos. Se conocen 20 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Cf-252, con una vida media de 2 645 años. Se utiliza como fuente de neutrones.

caliza Roca sedimentaria formada básicamente por carbonato cálcico ($CaCO_3$) en forma de calcita con cantidades menores de otros minerales como la dolomita, el aragonito y el cuarzo. Se origina por la sedimentación de restos orgánicos, que forman grandes depósitos de color blanco, amarillo, gris, rojo o pardo, según la composición de las impurezas presentes. Es una de las rocas más extendidas en la naturaleza y con frecuencia presenta restos fósiles en su estructura. Se usa como material de construcción, para la fabricación de cementos y cal, y en agricultura.

calor Forma de transmisión de la energía. Se manifiesta cuando se ponen en contacto dos cuerpos que tienen diferente temperatura y, por tanto, diferente energía térmica: el calor se transmite del cuerpo con más temperatura al de menos temperatura. El calor se puede propagar de tres formas distintas:

- Por conducción: transferencia de energía térmica al chocar entre sí las partículas.
- Por convección: transferencia de energía térmica mediante la circu-

calor

lación ascendente de las partículas de un fluido de la zona menos densa a la más densa.

– Por radiación: transferencia de energía térmica en forma de ondas emitidas por cuerpos calientes.

La conducción y la convección necesitan un medio material; en cambio, la radiación, no. Por ejemplo, la radiación solar recorre miles de kilómetros antes de incidir en la Tierra. Cuando se transfiere energía térmica a un cuerpo, el calor absorbido para producir un determinado aumento de temperatura depende de la masa del cuerpo y de su capacidad calorífica específica: $Q = m \cdot c \cdot \Delta t^0$.

- **calor de combustión** Cantidad de calor que se desprende en la combustión de un mol de una sustancia a una presión determinada. Si las condiciones son estándares (1 atm y 25 °C), hablamos de calor normal o estándar de combustión.

Ejercicio

Calcula el calor de combustión estándar del butano, conocidos los calores de formación estándar a presión constante del dióxido de carbono, –393,5 kJ/mol, del agua, –288,5 kJ/mol, y del butano, –124,7 kJ/mol.

Reacción de combustión del butano: $C_4H_{10} + \frac{13}{2}O_2 \longrightarrow$
$\longrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$; ΔH°_c?

Formación del CO_2: $C_{(graf)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$;
$\Delta H^\circ_f = -393{,}5 kJ \cdot mol^{-1}$

Formación del H_2O: $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$;
$\Delta H^\circ_f = -288{,}5 kJ \cdot mol^{-1}$

Formación del C_4H_{10}: $4C_{(s)} + 5H_{2(g)} \longrightarrow C_4H_{10(g)}$;
$\Delta H^\circ_f = -124{,}7 kJ \cdot mol^{-1}$

Para obtener la ecuación superior del butano, se suman las 3 ecuaciones parciales, multiplicando la 1.ª por 4, la 2.ª por 5 y la 3.ª por –1. A la vez se hace lo mismo con sus entalpías de formación. Quedará así:

$$4 \times \Delta H^\circ_{fCO_{2(g)}} + 5 \times \Delta H_{fH_2O_{(l)}} - 1 \times \Delta H_{fC_4H_{10(g)}} = \Delta H^\circ_c$$
$$4\,(-393{,}5) + 2\,(-288{,}5) - (-124{,}7) = -2\,891{,}8 kJ/mol.$$

- **calor de cristalización** Cantidad de calor necesaria para que un mol de una sustancia sólida forme un cristal a partir de una disolución saturada.
- **calor de disolución** Cantidad de calor que interviene al disolver un mol de un compuesto soluble en el volumen necesario de disolvente.
- **calor de formación** Cantidad de calor que se necesita para la formación de un mol de un compuesto a partir de sus elementos en unas condiciones determinadas de presión y temperatura. Si estas condiciones son las normales o estándares (1 atm y 25 °C), se le denomina *calor normal* o *estándar de formación* o *entalpía estándar de formación*. Se atribuye arbitrariamente el valor cero de la entalpía a los elementos en condiciones normales. En algunos casos el valor es positivo; esto quiere decir que se ha de suministrar energía para que se produzca la reacción. En general tiene valores negativos, indicio de que el compuesto es más estable que sus elementos de origen. Cuanto más negativo es el calor de formación más estable es el compuesto.

Ejemplo

Tanto el carbonato de calcio, $CaCO_3$, como el óxido de calcio, CaO, son muy abundantes en la naturaleza porque son muy estables. Esto queda demostrado por los valores de sus calores de formación, que son muy negativos.

Calores de reacción estándares	**ΔH_f° en kJ/mol**
$NaOH_{(s)}$	–426,8
$CaO_{(s)}$	–635,1
$CaCO_{3(s)}$	–1 206,7
$CH_2 = CH_{2(g)}$	+52,2
$CH_{4(g)}$	–74,8
$CH_3–CH_2OH_{(l)}$	–238,7
$HCl_{(g)}$	–92,3
$H_2O_{(g)}$	–241,6

- **calor de fusión** Cantidad de calor necesaria para producir la fusión de un mol de una sustancia pura en estado sólido y en las condicio-

calor

nes de presión y temperatura correspondientes al cambio de estado. También se conoce con el nombre de *calor molar de fusión*. En el proceso contrario, la solidificación, se liberará la misma cantidad de energía absorbida: $\Delta H^{\circ}_{\text{fusión}} = -\Delta H^{\circ}_{\text{solidificación}}$.

Ejemplo

Algunos valores de calor de fusión:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{fusión}_{\text{metanol}}} = 3{,}16 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1};$$
$$\Delta H^{\circ}_{\text{fusión}_{H_2O}} = 6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1};$$
$$\Delta H^{\circ}_{\text{fusión}_{\text{benceno}}} = 9{,}87 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- **calor de neutralización** Cantidad de calor desprendida cuando un equivalente de un ácido reacciona con un equivalente de una base en una reacción de neutralización. En las reacciones entre ácidos fuertes y bases fuertes, al ser la reacción siempre la misma, $H^+ + OH^{-1} \longrightarrow H_2O$, el calor de neutralización tiene un valor constante, 57,3 kJ/mol. Para ácidos y bases débiles, el valor depende de las sustancias.
- **calor de reacción** Cantidad de calor necesaria para que se produzca una reacción química en condiciones de presión constante; se expresa en kJ/mol. También es conocido como *calor de reacción a presión constante* o *entalpía*, de símbolo ΔH. Por convención se ha adoptado el signo negativo para las reacciones exotérmicas, ya que en el sistema ha disminuido su energía interna (en las reacciones endotérmicas el signo es positivo). Si la reacción se produce en condiciones normales (1 atm y 25 °C), se le denomina *calor normal* o *estándar de reacción* y se representa por ΔH°.

Ejemplo

$C_{(s)} + {}^1/_2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)}$; $\Delta H^{\circ} = -110{,}8$ kJ/mol

Se desprenden 110 kJ por cada mol de carbono que reacciona con ${}^1/_2$ mol de oxígeno.

Si la reacción es entre gases y tiene lugar en un recipiente, la presión cambiará en el transcurso de la reacción, pero el volumen no. En este

caso tenemos calor de reacción a volumen constante, que se representa por ΔE, tal que: $\Delta H = \Delta E + \Delta n \cdot R \cdot T$. Cuando el número de moles de los productos sea igual al de los reactivos, $\Delta n = 0$, el calor de reacción a presión constante será igual al calor de reacción a volumen constante.

Ejercicio

En la fermentación de la glucosa se obtiene etanol y dióxido de carbono. Si el calor de combustión a presión constante de la glucosa vale $-2\,814$ kJ·mol^{-1} y el del etanol, $-1\,367{,}1$ kJ·mol^{-1}, calcula el calor de reacción en la fermentación de la glucosa.

Aplicando la ley de Hess, podemos obtener el calor de reacción a partir de los calores de combustión respectivos:

Fermentación:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2CO_2 + 2C_2H_5OH + \Delta H_{ferm}?$$

Reacción de combustión de la glucosa:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 6H_2O;\ \Delta H_c = -2\,814 \text{ kJ·mol}^{-1}$$

Reacción de combustión del etanol:

$$2 \cdot (C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O;\ \Delta H_c = -1\,367{,}1 \text{ kJ·mol}^{-1})$$

Sumando las dos ecuaciones se obtiene la reacción de fermentación de la glucosa y el valor numérico del calor de reacción:

$$\Delta H_{fermentación} = -2814 - 2 \cdot (-1\,367{,}1) = -79{,}8 \text{ kJ·mol}^{-1}.$$

- **calor de sublimación** Cantidad de calor necesaria para producir el paso de un mol de una sustancia sólida directamente a gas. Se le conoce también con el nombre de *calor molar de sublimación*. El calor de sublimación de una sustancia equivale a la suma del calor de fusión y el de vaporización, ya que el proceso directo sólido-vapor es la suma de las dos etapas por separado: sólido-líquido y líquido-vapor.
- **calor de vaporización** Cantidad de calor necesaria para que un mol de una sustancia pura en estado líquido y en las condiciones de presión y temperatura del punto de ebullición pase de líquido a vapor. Se le co-

calor

noce con el nombre de *calor molar de vaporización*. En el proceso contrario, la condensación, se liberará la misma cantidad de energía absorbida: $\Delta H^\circ_{\text{vaporización}} = -\Delta H^\circ_{\text{condensación}}$.

Ejemplo

Algunos calores de vaporización:
$\Delta H^\circ_{v_{H_2O}} = 40{,}7\ \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_{\text{benceno}} = 30{,}8\ \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
$\Delta H^\circ_{\text{acetona}} = 29{,}1\ \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Ejercicio

Calcula la cantidad de calor necesaria para evaporar 50 cm^3 de agua pura convirtiéndola en vapor a igual temperatura y presión.

Como 50 cm^3 de agua equivalen a 50 g, se han de pasar a moles y multiplicar por el calor de vaporización, con factores de conversión:

$$50\ \text{cm}^3 \cdot \frac{1\text{g}}{1\text{cm}^3} \cdot \frac{1\text{mol}}{18\ \text{g}} \cdot \frac{40{,}7\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}} = 113{,}06\ \text{kJ}$$

- **calor latente** Calor necesario por gramo de sustancia pura para que tenga lugar un cambio de estado a la temperatura del cambio de estado y a la presión de una atmósfera. Así se tiene: el calor latente de fusión (el absorbido por un gramo de sustancia cuando pasa del estado sólido al líquido), el calor latente de sublimación (el absorbido por un gramo de sustancia cuando pasa del estado sólido al gaseoso) y el calor latente de vaporización (el absorbido por un gramo de sustancia cuando pasa del estado líquido al gaseoso). En el proceso contrario la energía liberada será la misma que la absorbida.

caloría Unidad de energía correspondiente a la cantidad de energía térmica transferida a un gramo de agua para que su temperatura aumente un °C. Se emplean las kilocalorías por kilogramo en las reacciones de combustión y las kilocalorías por gramo en alimentación. Se desaconseja su uso y es preferible utilizar una unidad del Sistema Internacional, el joule: 1 caloría = 4,18 joules.

calorimetría Rama científica que estudia cuantitativamente las transferencias de calor, ya sea en cambios de estado o en procesos termoquímicos. El calor puede ser medido cuantitativamente en un calorímetro. Los efectos que produce (elevación de la temperatura de una sustancia, cambios de estado, reconversión en energía eléctrica, mecánica o luminosa) son los que hacen posible su medida.

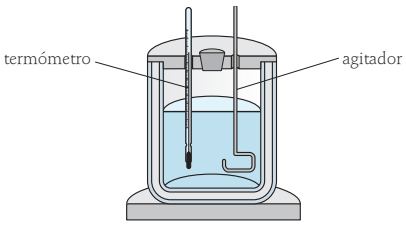
calorímetro Aparato utilizado para medir calores de reacción. Es un recipiente metálico de doble pared, aislado térmicamente del exterior, en el que se realizan procesos físico-químicos de transferencia de calor. Cerrado por la parte superior, dispone de una varilla para agitar el contenido y homogeneizarlo, y de un termómetro que nos dará la medición de la temperatura interior; ésta aumentará o disminuirá hasta alcanzar el equilibrio térmico. Si se conoce la masa de la sustancia introducida, su capacidad calorífica y la variación de temperatura experimentada, se puede calcular el calor transferido. También se usa para calcular las capacidades caloríficas de sustancias desconocidas.

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t^{\circ}$$

$$Q_{absorbido} = -Q_{desprendido}$$

o bien,

$$m_1, \cdot c_1 \cdot (t_f^{\circ} - t_i^{\circ}) = -m_2 \cdot c_2 \cdot (t_f^{\circ} - t_2^{\circ})$$



Ejemplo

La capacidad calorífica del agua es 4 180 $J \cdot kg^{-1} \cdot C^{o-1}$. Se mide la masa introducida, así como la temperatura inicial. Se calienta aparte un objeto metálico de masa conocida, por ejemplo a →

Calvin

80 °C. Una vez alcanzada esta temperatura, se introduce rápidamente dentro del calorímetro, se cierra éste, se observa el termómetro y, al llegar al equilibrio, se mide la temperatura final. Con estos datos experimentales se calcula la capacidad calorífica del metal:

Cálculos:

$m_{H_2O} = 100$ g, $t^{\circ}_{H_2O} = 20°C$; y $m_{metal} = 50$ g; $t^{\circ}_{equilibrio} = 25{,}5$ °C

$Q_{absorbido} = -Q_{desprendido}$

$m_{H_2O} \cdot c_{H_2O} \cdot \Delta t^{\circ}_{H_2O} = -m_{metal} \cdot c \cdot \Delta t^{\circ}_{metal}$

$0{,}1 \text{ kg} \cdot 4180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot °C^{-1} \cdot (25{,}5 - 20)°C =$

$= -0{,}050 \text{ kg} \cdot c \cdot (25{,}5 - 80)°C$

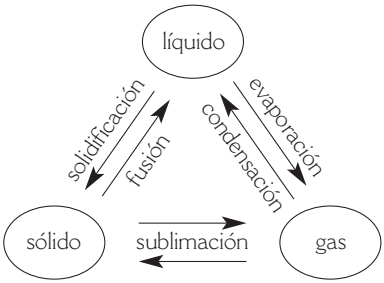
$2\,299 \text{ J} = 2{,}725 \text{ kg} \cdot °C \cdot c;$

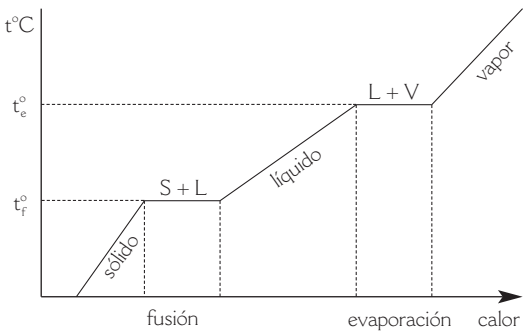
$$c = \frac{2\,299 \text{ J}}{2{,}725 \text{ kg} \cdot °C} = 843{,}7 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot °C^{-1}$$

Este metal podría ser aluminio, ya que su capacidad calorífica específica es de 890 $J \cdot kg^{-1} \cdot °C^{-1}$.

Calvin, ciclo de Conjunto de reacciones que se dan en la etapa oscura de la fotosíntesis en el estroma de los cloroplastos. En este ciclo se forman fructosa y glucosa a partir de CO_2.

cambio de estado Transformación física de la materia en la que una sustancia cambia de estado reorganizando sus partículas pero manteniendo sus propiedades químicas. El cambio se realiza gracias a la absorción de energía térmica. Las partículas ordenadas de un sólido vibran cada vez con más intensidad hasta que consiguen la suficiente energía cinética para romper las uniones y alcanzar el estado líquido; lo mismo sucede al calentar el líquido. En el proceso inverso se libera la energía absorbida. Hay dos cambios de estado esenciales: fusión-solidificación y evaporación-condensación. La sublimación es un caso particular de ciertas sustancias, como el yodo, que pasan directamente del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido.



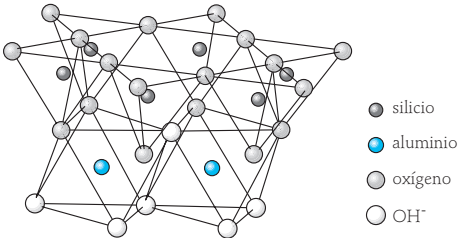


candela Unidad de intensidad luminosa del Sistema Internacional (SI), de símbolo cd. Equivale a la sesentava parte de la intensidad luminosa emitida por 1 cm^2 de un cuerpo negro a la temperatura de fusión del platino, 1 772 °C.

cantidad de sustancia ⇨MOL

caolín Conjunto de minerales pertenecientes al grupo de los filosilicatos de fórmula $Al_2Si_5O_5(OH)_4$. El grupo incluye la caolinita, la nacrita y la dickita. El caolín se presenta como una roca arcillosa de color blanco, con reflejos azulados según las impurezas, formada por la meteorización de feldespatos, micas y aluminosilicatos. Se utiliza en la industria cerámica y en la fabricación de papel.

capacidad calorífica



Estructura de la caolinita.

capacidad calorífica Cantidad de energía térmica que se tiene que suministrar a una masa de una sustancia para incrementar un °C su temperatura: $C = \frac{Q}{\Delta t^\circ}$ $J \cdot {}^\circ C^{-1}$

Ejemplo

Para aumentar 20 °C la temperatura de 3 litros de agua se necesitan 250 800 J. La capacidad calorífica del agua es:

$$C = \frac{250\,800\ J}{20\ ^\circ C} = 12\,540\ J \cdot {}^\circ C^{-1}$$

- **capacidad calorífica específica** Cantidad de energía térmica que se tiene que suministrar a un kilogramo de una sustancia para incrementar un °C su temperatura: $C = \frac{Q}{m \cdot \Delta t^\circ}$; $J \cdot kg^{-1} \cdot {}^\circ C^{-1}$

Ejemplo

En el ejemplo anterior, se necesitaban 12 540 $J \cdot {}^\circ C^{-1}$ para 3 litros de agua, pero como la capacidad calorífica depende de la masa de la sustancia y no es lo mismo calentar un vaso de agua que una bañera, es preferible utilizar la capacidad calorífica específica, antiguamente denominada *calor específico*.

→

En nuestro ejemplo:

$$C = \frac{250\,800\ J}{3\ kg \cdot 20\ °C} = 4180\ J \cdot kg^{-1} \cdot °C^{-1}$$

valor que representa la capacidad calorífica específica del agua; para aumentar 1 °C en 1 kg/l de agua ha de absorber 4 180 J.

Sustancia	Capacidad calorífica específica
Agua	4 180
Etanol	2 430
Hielo	2 100
Aluminio	890
Acero	500
Oxígeno	29

¿SABÍAS QUE...? capacidad calorífica específica

El agua es la sustancia que tiene una capacidad calorífica específica más grande; esto quiere decir que cuesta mucho calentarla, pero también que cuesta mucho enfriarla. Esto influye en los climas: al lado del mar las variaciones térmicas son más pequeñas que en el interior. El agua es un regulador térmico.

- **capacidad calorífica molar** Cantidad de energía térmica que necesita un mol de una sustancia para aumentar un °C su temperatura. Se obtiene multiplicando la capacidad calorífica específica por la masa molecular, $c_m = c \cdot M_m$, o bien $c_m = \frac{Q}{n \cdot \Delta t^\circ}$; $J \cdot mol^{-1} \cdot °C^{-1}$, siendo *n* el número de moles. También pueden usarse capacidades caloríficas molares a presión constante o a volumen constante.

captura electrónica o captura K Captura de un electrón de la capa más interna por parte del núcleo al ser bombardeado el átomo por par-

tículas como neutrones o protones. El electrón se une a un protón y da lugar a un neutrón y un neutrino. El número másico se mantiene, pero el número atómico disminuye una unidad. En la corteza se produce un corrimiento de los electrones para ocupar el sitio vacío de la capa K; en estas transiciones se emiten rayos X.

características, propiedades Propiedades que permiten identificar una sustancia pura diferenciándola de otra. Son propiedades características la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, la capacidad calorífica, la solubilidad, etc.

Ejemplo

Algunas propiedades características:
Densidad: agua, 1 g/cm^3; etanol, 0,8 g/cm^3; aluminio, 2,7 g/cm^3; mercurio, 13,6 g/cm^3; oro, 19,3 g/cm^3.
Punto de fusión: agua, 0 °C; hidrógeno, –259 °C; azufre, 119 °C.
P. de ebullición: agua, 100 °C; azufre, 445 °C; hierro, 2 887 °C.

carbón Materia sólida de color negro que se utiliza como combustible. El carbón mineral es una roca formada por la transformación de grandes depósitos vegetales sometidos a temperaturas y presiones muy elevadas en ambientes anhidros. Existen cuatro tipos de carbón mineral. La antracita contiene entre un 92 y un 95 % de carbono, lo que hace que posea un poder calorífico muy elevado y que arda sin producir humo. La hulla presenta un contenido en carbono del 75 al 95 %, por lo que su poder calorífico es menor. El lignito tiene de un 60 a un 80 % de carbono y la turba menos de un 65 %, por lo que son menos interesantes desde el punto de vista energético y económico. Existen otros tipos de carbones, como el carbón vegetal, que se obtiene por carbonización de la madera.

carbonatación Proceso de formación de los carbonatos de un elemento por reacción del hidróxido de dicho elemento con dióxido de carbono. Este proceso se utiliza en numerosas industrias, como la del azúcar.

carbonato Sal formada por la unión de un catión metálico con el anión carbonato, CO_3^{2-}. Los carbonatos forman un gran número de minerales y rocas naturales, como la caliza.

- **carbonato de bario** ⇨ BARIO, COMPUESTOS DE
- **carbonato de calcio** ⇨ CALCIO, COMPUESTOS DE
- **carbonato de litio** ⇨ LITIO, COMPUESTOS DE
- **carbonato de magnesio** ⇨ MAGNESIO, COMPUESTOS DE
- **carbonato de potasio** ⇨ POTASIO, COMPUESTOS DE
- **carbonato de sodio** ⇨ SODIO, COMPUESTOS DE

carbónico, ácido Oxoácido del carbono de fórmula H_2CO_3. Se forma al disolver dióxido de carbono en agua:

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_{3(aq)}$$

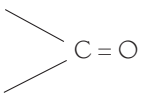
Es un ácido diprótico débil que se disocia en agua:

$$H_2CO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+.$$
$$HCO_3^- + H_2O \longrightarrow H_3O^+.$$

Este equilibrio es la base de la formación de carbonatos y bicarbonatos o hidrogenocarbonatos.

carbonilo, cloruro de Gas de olor sofocante de fórmula Cl_2CO. Fuertemente venenoso, es conocido como *fosgeno* y se obtiene por reacción del cloro con monóxido de carbono. Se clasifica en el grupo de los gases asfixiantes; su toxicidad se debe a la liberación de HCl en los pulmones, lo que provoca la formación de edemas pulmonares. Se emplea en la obtención de colorantes y medicamentos.

carbonilo, grupo Grupo funcional que consta de un doble enlace carbono-oxígeno. Está presente en los aldehídos, las cetonas, los ácidos carboxílicos y sus derivados.



El grupo carbonilo es, desde el punto de vista químico, uno de los grupos funcionales más versátiles que existen, por la gran cantidad de reacciones en las que interviene.

carbono Elemento químico de símbolo C, perteneciente al grupo 14 de la tabla periódica, de número atómico 6 y masa atómica 12,01. Es un elemento muy abundante en la naturaleza. El carbono aparece en tres formas alotrópicas naturales (carbono amorfo, grafito y

carbono

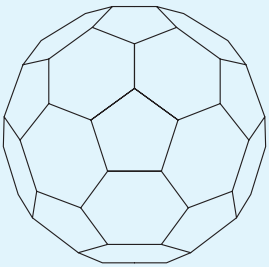
diamante), a las que se suma una cuarta forma obtenida artificialmente, los fulerenos. Las propiedades físicas y químicas varían mucho de una forma alotrópica a otra. Así, el grafito se presenta como una sustancia blanda, negra y grasa que conduce la electricidad; en cambio, el diamante se presenta como una sustancia cristalina extremadamente dura, transparente o con una ligera coloración debida a las impurezas contenidas en su estructura. En general, la reactividad del carbono aumenta con la temperatura. La característica más importante del carbono es su capacidad para formar grandes cadenas carbonadas gracias a la presencia de cuatro electrones de valencia que le permiten crear cuatro enlaces covalentes. El carbono tiene dos isótopos naturales, el C-12, que representa el 98,89 % del total, y el C-13, que representa el resto; se conocen además 13 radioisótopos. Las diferentes formas alotrópicas del carbono tienen una gran cantidad de aplicaciones industriales. Así, el diamante, además de en joyería, se utiliza en herramientas de corte, puesto que es el mineral más duro que existe. A su vez, el grafito se usa en la fabricación de fibra de carbono, lubricantes, minas de lápices y piezas de maquinaria, así como en las centrales nucleares. El radioisótopo C-14 se utiliza en arqueología para la datación de objetos.

¿SABÍAS QUE...?

carbono

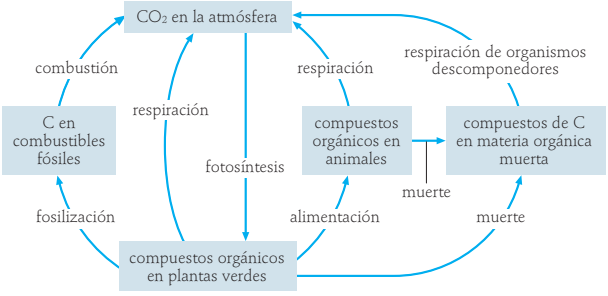
Los fulerenos no se encuentran en la naturaleza. Fueron obtenidos por primera vez en 1985 por los profesores R.F. Curl, H.W. Kroto y R.E. Smalley. La estructura de los fulerenos es la de una esfera cerrada formada por una serie de pentágonos y hexágonos alternados que tienen un átomo de carbono en cada vértice. La denominación de *fulerenos* proviene del arquitecto Richard Buckminster Fuller, cuyas cúpulas geodésicas tienen una forma muy similar. También se denominan *fullerenos* o *buckminsterfullerenos*.

→



Estructura de un fulereno.

- **carbono, ciclo del** Ciclo biogeoquímico que permite el reciclado del carbono utilizado por los seres vivos. El ciclo empieza (y termina) con el CO_2 atmosférico. Las plantas absorben el CO_2 atmosférico y lo incorporan a sus estructuras; a su vez, las plantas expulsan CO_2 a la atmósfera. Parte del carbono pasa a los organismos heterótrofos cuando consumen las plantas. Este carbono vuelve al medio a la muerte de los organismos, ya sea en forma de CO_2 o quedando incorporado a rocas carbonatadas, con lo que se cierra el ciclo. El gran regulador del ciclo son los océanos, puesto que tienen una gran cantidad de carbono en forma de carbonatos y bicarbonatos. El ciclo del carbono está siendo alterado por la actividad humana, puesto que cada año se liberan a la atmósfera millones de toneladas de CO_2, producto de la combustión de los combustibles fósiles.

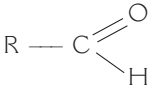


- **carbono, fibra de** Material fibroso formado básicamente por grafito. Se fabrica a partir de poliacrilonitrilo, mediante un proceso que supone

la conversión en grafito de este material. Una fibra de carbono viene a ser una red de grafito larga y estrecha. El resultado es un material elástico y ligero con una gran resistencia a la tracción. Se usa en la fabricación de materiales compuestos, en los que las fibras de carbono se incorporan a una matriz polimérica, normalmente en varias capas en las que las direcciones de las fibras varían.

- **carbono, óxidos de** Combinaciones binarias del carbono con el oxígeno. Existen dos: el monóxido, CO, y el dióxido, CO_2. El monóxido de carbono es un gas incoloro, inodoro e insípido, de carácter reductor y poco soluble en agua. Es muy tóxico, puesto que se combina con la hemoglobina sanguínea mejor que el oxígeno; también es altamente inflamable. Se usa como reductor, en la fabricación de pigmentos y en síntesis orgánica. El dióxido de carbono es un gas incoloro y casi inodoro que se sublima a –78 °C. Se disuelve bien en agua y da lugar a carbonatos e hidrogenocarbonatos. Se utiliza en la fabricación de bebidas carbónicas, aerosoles, en soldadura y en la fabricación de extintores, en cuyo caso se usa su forma sólida, la denominada *nieve carbónica*. Es un gas atmosférico cuyo porcentaje se está incrementado debido a la gran cantidad que se libera durante la combustión de combustibles fósiles. Es el principal responsable del efecto invernadero.
- **carbono, tetracloruro de** Combinación binaria del carbono y el cloro de fórmula CCl_4. Se presenta como un líquido incoloro y denso de olor característico, insoluble en agua y muy volátil. Es altamente tóxico por ingestión e inhalación, y puede atravesar la piel. Es ampliamente utilizado como disolvente de sustancias orgánicas, así como desengrasante de metales, en agricultura y en síntesis orgánica.

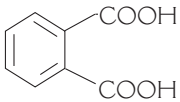
carboxílicos, ácidos Compuestos orgánicos que contienen el grupo carboxilo (*carbo*nilo e hidr*oxilo*).



El nombre de los ácidos deriva del hidrocarburo del cual proceden seguido de la terminación *–oico*. La mayoría de los ácidos orgánicos tienen nombres vulgares (no sistemáticos) admitidos por la IUPAC. Muchas veces en el lenguaje químico habitual el nombre vulgar se uti-

liza más que el sistemático. El ácido carboxílico siempre tiene preferencia sobre otros grupos funcionales, tanto para escoger la cadena más larga como para numerarla.

$H-COOH$	ácido metanoico o fórmico
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-COOH$	ácido pentanoico o valeriánico
$HOOC-COOH$	ácido etanodioico u oxálico
$HOOC-CH_2-COOH$	ácido propanodioico o malónico
$CH=CH-COOH$	ácido propenoico o acrílico



ácido 1,2-bencendicarboxílico o ftálico

Los primeros ácidos son líquidos solubles en agua. El punto de ebullición aumenta con la masa molecular. Son ácidos débiles y su fuerza disminuye al aumentar la longitud de la cadena carbonada. Los ácidos se obtienen a partir de la oxidación de los aldehídos o directamente de los alcoholes con oxidantes enérgicos. La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol forma un éster.

Ejercicio

Nombra los siguientes compuestos:

$CH_3-\underset{\underset{OH}{|}}{CH}-\underset{\underset{Cl}{|}}{CH}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-COOH$

ácido 3-cloro-4-hidroxi-2-metilpentanoico

$HOOC-\underset{\underset{OH}{|}}{CH}-CH=CH-CH_2-COOH$

ácido 2-hidroxi-3-hexendioico

Formula el siguiente ácido:

ácido 3-metil-2-butenoico

$CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}=CH-COOH$

carburo de calcio

FÍJATE BIEN carboxílicos, ácidos

Hay muchos ácidos carboxílicos importantes: el ácido cítrico, presente en los cítricos, es el ácido 3-carboxi-3-hidroxi-pentanodioico; el ácido ascórbico es la vitamina C, y el ácido acetilsalicílico es el principio activo de la aspirina.

carburo de calcio ➪ CALCIO, COMPUESTOS DE

carga Propiedad de las partículas subatómicas que les confiere características eléctricas. Hay dos tipos: positiva y negativa. Cargas de distinto signo se atraen, mientras que cargas del mismo signo se repelen. La carga se mide en coulombs, C. La carga de los cationes y aniones, positiva y negativa respectivamente, es consecuencia de las cargas de las partículas subatómicas.

- **carga del electrón** Carga que presenta un electrón; es negativa y su valor es $-1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C. La carga del protón es igual y de signo contrario.

Ejemplo

La carga del electrón se puede calcular a partir de las leyes de la electrólisis. Así, tenemos que 108 g de plata son depositados por el paso de 96 500 C de corriente eléctrica. Esto corresponde a 1 mol de plata; como en 1 mol hay $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos, se puede calcular la carga de 1 electrón:

$$q_{e^{-1}} = \frac{96\,500 \text{ C}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ e^{-1}} = 1{,}6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

catabolismo Fase degradativa del metabolismo en la que moléculas nutritivas complejas y relativamente grandes (glúcidos, lípidos y proteínas) se degradan para producir moléculas más sencillas como ácido láctico, CO_2, amoníaco o urea. El catabolismo va acompañado de la liberación de energía química y de su conservación en forma de ATP.
proteínas → aminoácido + ATP → acetil-CoA + ATP

polisacáridos → hexosas, pentosas + ATP → acetil-CoA + ATP
lípido → ácidos grasos, glicerina + ATP → acetil-CoA + ATP

catálisis Proceso que tiene como finalidad modificar la velocidad de una reacción química. Esto se lleva a cabo mediante el catalizador, que realiza la reacción a través de un camino en el que la energía de activación es menor, por lo que tiene lugar con más rapidez. Se pueden distinguir dos tipos de catálisis: homogénea, donde el catalizador y los reactivos se encuentran en la misma fase, y heterogénea, donde se encuentran en fases distintas.

Ejemplo

La oxidación del dióxido de azufre es un caso de catálisis homogénea:
1.ª etapa: $SO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)} + NO_{(g)}$, catalizador: $NO_{2(g)}$
2.ª etapa: $NO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} + NO_{2(g)}$, recuperación al final del catalizador.
Esta catálisis se utiliza en la elaboración industrial del ácido sulfúrico.

catalizador Sustancia que, al añadirse en pequeñas cantidades a una reacción, modifica la velocidad de reacción, generalmente aumentándola, para recuperarse al final del proceso sin ningún cambio. Un catalizador afecta a la velocidad de reacción, modificándola, pero no influye en el punto de equilibrio de la reacción reversible. Además, se recupera químicamente inalterado al final de la reacción, aunque puede haber sufrido pequeños cambios físicos.

¿SABÍAS QUE...? catalizador

Existen reacciones en las que la luz ordinaria actúa de catalizador; la reacción se acelera de tal manera que puede provocar una explosión.

- **catalizador negativo** Sustancia que, al añadirse en pequeñas cantidades a una reacción química, disminuye su velocidad de reacción. También recibe el nombre de *inhibidor*.

catión

catión Ion positivo formado al perder un átomo o grupo de átomos uno o más electrones. Encontramos cationes en estructuras sólidas, compuestos iónicos y en forma líquida, ya sea en solución acuosa o en estado puro. En el proceso de la electrólisis, los cationes se dirigen al cátodo, que recupera los electrones que le faltaban.

Ejemplo

Son cationes el sodio, Na^{+}; el magnesio, Mg^{2+}; el aluminio, Al^{+3}; el amonio NH_4^{+}, y el ion hexaminacobre (II), $Cu(NH_3)_6^{2+}$.

cátodo Electrodo suministrador de cargas eléctricas negativas (electrólisis o descarga de gases) o receptor de cargas positivas (pilas). En el primer caso se carga de electrones al recibir energía eléctrica de una fuente exterior; es, por tanto, el polo negativo y atrae a los cationes, neutralizándolos o lanzándolos a gran velocidad en un tubo de descarga. En cambio, en pilas y acumuladores el proceso se invierte: el cátodo es positivo y recibe los electrones generados en el ánodo, que sirven para producir una reacción de reducción.

FÍJATE BIEN cátodo

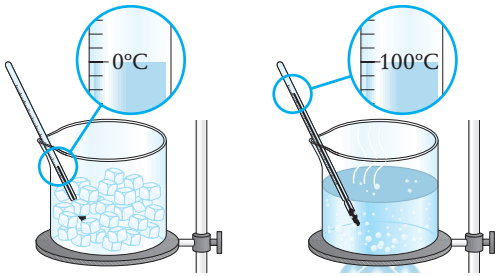
En las pilas y en las celdas electrolíticas, el cátodo es siempre el electrodo en el que se produce la reducción.

caucho Material polimérico que se caracteriza por su gran elasticidad. El caucho natural es un polímero del cis-1,4-poliisopreno, en cadenas de varios miles de unidades. Éste se limpia de otras sustancias que lo acompañan (como lípidos y proteínas) y se somete a vulcanización, con lo que aumenta su resistencia a la tensión. Hay varios tipos de caucho sintético, de los cuales el más común es un polímero de estireno y butadieno, que es más duro y tenaz que el natural. También existen cauchos de policloropreno, como el neopreno.

cáustica, potasa ⇨ POTASIO, COMPUESTOS DE

cáustica, sosa ⇨ SODIO, COMPUESTOS DE

Celsius, escala Escala de temperatura denominada así por su creador, el físico sueco Anders Celsius. Tiene dos puntos fijos medidos a una atmósfera de presión: el punto de fusión del agua, al que se adjudica un valor de 0 °C, y el de ebullición, con un valor de 100 °C.



Izquierda, fusión del agua a 0 °C; derecha, ebullición del agua a 100 °C.

¿SABÍAS QUE...? Celsius, escala

En la escala original, Celsius colocó el 100 en el punto de fusión y el 0 en el de ebullición. Fue su compañero Strömer quien intercambió las posiciones.

célula Dispositivo en el que dos electrodos están en contacto con una disolución iónica y en el que, gracias a las reacciones de oxidación-reducción que tienen lugar en su interior, se produce un intercambio de energía.

- **célula electrolítica** Célula en la que una corriente eléctrica externa incide sobre un electrodo y produce una reacción de oxidación-reducción en la disolución (electrólito), la electrólisis.
- **célula voltaica o electroquímica** Célula en la que se produce una reacción espontánea de oxidación-reducción entre los electrodos y el líquido contenido. Esta reacción produce una diferencia de potencial entre los dos electrodos. Cuando se alcanza el equilibrio entre los flujos de electrones, la diferencia de potencial constituye la fuerza electromotriz de la pila. Si los electrodos están en soluciones separadas, el contacto se realiza a través de un puente salino o de un tabique poroso.

⇨ PILA

celulosa

Ejemplo

Si se hace pasar la corriente eléctrica sobre cloruro de sodio fundido, se producen las siguientes reacciones:

Ánodo (oxidación): $2Cl^{-1}_{(l)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^{-1}$; $E^0_1 = -1{,}36$ V

Cátodo (reducción): $Na^{+}_{(l)} + 1\ e^{-1} \rightarrow Na_{(g)}$; $E^0_2 = -2{,}71$ V

Reacción global: $2Cl^{-1}_{(l)} + 2\ Na^{+}_{(l)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2Na_{(s)}$; $E^0 = -4{,}07$ V

Este resultado (–4,07 V) indica que, para que la reacción se produzca, se ha de suministrar un mínimo de 4,07 V y forzar la electrólisis. Si el NaCl estuviera disuelto en agua, no se obtendría sodio, sino gas hidrógeno, puesto que el potencial del hidrógeno a pH=7 es de tan sólo –0,413 V, menor que el del sodio.

celulosa Polímero de la glucosa, constituyente básico de los tejidos de sostén de la planta, ya que es el principal componente de la pared celular de la célula vegetal. La estructura de la celulosa es una secuencia lineal de unidades de glucosa unidas por enlaces 1,4-glucosídicos con configuración β. La madera consta de un 40–50 % de celulosa, mientras que el algodón y el lino contienen más de un 90 % de celulosa.

FÍJATE BIEN celulosa

El almidón y la celulosa se diferencian en que los monómeros del almidón son α-glucosa, mientras que los de la celulosa son β-glucosa. Esta diferente estructura tiene una gran importancia biológica, ya que los enzimas digestivos del hombre pueden atacar las uniones α del almidón para la formación de glucosa, pero no pueden degradar la celulosa.

cemento Mezcla formada por silicatos, aluminatos de calcio y sulfatos que sirve para obtener conglomerados u otras mezclas. Se convierte en una masa sólida y compacta al ser tratado con agua, método con el que se obtiene el fraguado. El cemento se obtiene calentando una

mezcla triturada de caliza y arcilla hasta a más de 1 600 °C; después se pulveriza y se mezcla con yeso.

centígrada, escala ⇨ CELSIUS, ESCALA

centrifugadora Máquina rotatoria que, basándose en la fuerza centrífuga, se emplea para producir la sedimentación acelerada de materiales insolubles o de mezclas de sólidos y líquidos. Consta de un recipiente cilíndrico que gira sobre sí mismo alrededor de un eje a gran velocidad. En las ultracentrifugadoras se alcanzan aceleraciones 200 000 veces mayores que la gravedad.

ceras Lípido simple, éster de un ácido graso de cadena larga y un alcohol de cadena larga, que se puede encontrar en el reino animal, en el vegetal y en el mineral. En la composición de las ceras intervienen fundamentalmente alcoholes y ácidos grasos saturados no ramificados, con cadenas de dieciséis o más átomos de carbono, como los alcoholes cetílico, cerílico y miricílico, y los ácidos palmítico y cerótico. Son muy resistentes a los agentes químicos y presentan un alto poder calorífico y elevada impermeabilidad; por eso se pueden encontrar en las cutículas de diversos vegetales o como sustancia hidrófoba de las plumas de los pájaros acuáticos o de los pelos de los mamíferos.

palmitato de miricilo
(de la cera de abejas)

cerotato de miricilo
(de la cera de carnauba)

cerio Elemento químico de símbolo Ce, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 58 y masa atómica 140,12. Es un metal de color gris acero bastante maleable, el más abundante de las tierras raras. Es un elemento muy reactivo; reacciona tan vigorosamente con el aire atmosférico que el metal puede llegar a incendiarse. Tam-

bién reacciona con el agua y las bases, y es atacado por los ácidos, con producción de hidrógeno. Tiene cuatro isótopos estables o de vida media muy larga, de los cuales el más abundante es el Ce-140; se conocen también 35 radioisótopos. El cerio se emplea en la fabricación de aleaciones, por ejemplo las utilizadas en las piedras de los encendedores.

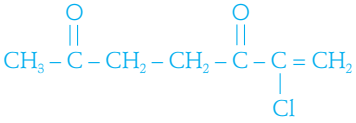
cero absoluto Temperatura más baja que se puede alcanzar, en la que no hay ningún tipo de movimiento. Es igual a –273,15 °C o 0 K. Un gas ideal enfriado a esta temperatura sin llegar a licuar ocuparía, según las teorías de Charles y Gay-Lussac, un volumen nulo.

cesio Elemento químico de símbolo Cs, perteneciente al grupo 1 de la tabla periódica, de número atómico 55 y masa atómica 132,9. Se presenta como un metal amarillo claro, blando y ligero. Funde a 28 °C, por lo que en ocasiones aparece en estado líquido. Es un elemento muy reactivo, el más electropositivo de la tabla periódica; emite electrones al ser iluminado. Tiende a formar compuestos iónicos. Reacciona vigorosamente en contacto con el aire atmosférico, los ácidos y las bases; con el agua, la reacción es tan vigorosa que puede llegar a prender el metal. Tiene un único isótopo natural, el Cs-133; se conocen además 39 radioisótopos. El cesio se utiliza en la industria electrónica para la producción de células fotovoltaicas, contadores de centelleo y lámparas, así como en la industria química como reductor.

cetonas Compuestos orgánicos que se caracterizan por contener un grupo carbonilo unido a dos átomos de carbono, es decir, que no pueden encontrarse en el extremo de la cadena. Para nombrar las cetonas se utiliza el sufijo *–ona* añadido al nombre del hidrocarburo, aunque también pueden nombrarse los dos radicales unidos al grupo carbonilo seguidos de la palabra *cetona*. Cuando el grupo cetona no es preferente se nombra con el prefijo *–oxo*. Las cetonas de hasta diez átomos de carbono son líquidas. Se pueden obtener oxidando suavemente un alcohol secundario. Las cetonas son estables, pero pueden presentar reacciones de adición al doble enlace carbono-hidrógeno.

Ejercicio

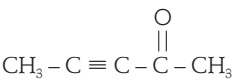
Nombra el siguiente compuesto:



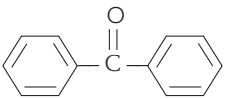
6-cloro-6-hepten-2,5-diona

Formula las siguientes cetonas:

3-penten-2-ona



difenilcetona



Charles, ley de ⇨ GAY-LUSSAC, LEYES DE LOS GASES DE CHARLES Y

cianamida Compuesto que contiene el grupo ciano y el grupo amida: $H_2N-C\equiv N$. Se presenta en forma de cristales obtenidos por carbonatación de la cianamida de calcio. Tiene carácter de ácido débil y son comercialmente importantes sus sales de sodio y potasio.

cianhídrico, ácido Disolución de cianuro de hidrógeno, HCN, en agua. Es un líquido incoloro que desprende olor a almendras amargas y resulta extremadamente tóxico. Se comporta como un ácido débil y da lugar a sales denominadas *cianatos*. Se utiliza en minería para la extracción de metales preciosos y en desinfección.

ciánico, ácido Compuesto químico de fórmula HOCN. Se presenta como un líquido incoloro, tóxico, volátil y muy inestable. En solución acuosa tiende a descomponerse con formación de dióxido de carbono y amoníaco. Forma sales en contacto con cationes, denominadas *cianatos*.

ciano, grupo Grupo funcional que consta de un triple enlace entre carbono y nitrógeno, $R-C\equiv N$. A los compuestos que contienen es-

cianógeno

te grupo se les llama *nitrilos*. El triple enlace es un punto de ataque para reactivos nucleófilos.

cianógeno Compuesto químico de fórmula $(CN)_2$. Está formado por dos grupos nitrilo unidos mediante un enlace covalente entre los átomos de nitrógeno. Se presenta como un gas incoloro de olor característico y extremadamente tóxico. Se utiliza en la industria metalúrgica y en síntesis orgánica.

cianuro Compuesto químico que procede de la unión del anión CN^- con un catión. Los cianuros son sustancias extremadamente tóxicas, ya que el anión CN^- se une a la hemoglobina de la sangre impidiendo el transporte de oxígeno. El más utilizado es el cianuro de potasio.

● **cianuro de potasio** ⇨ POTASIO, COMPUESTOS DE

cicloalcanos Hidrocarburos alicíclicos saturados. Su fórmula general es C_nH_{2n}. Se nombran con el prefijo *ciclo-* seguido del nombre del alcano correspondiente.

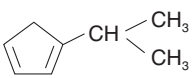
ciclopropano

ciclobutano

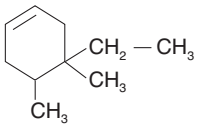
ciclopentano

Los ángulos de enlace en el ciclopropano son de 60°, que, comparados con los normales de 109,5°, justifican la gran inestabilidad de esta molécula, que reacciona fácilmente y abre su ciclo. La molécula de ciclobutano está un poco doblada, de manera que los cuatro átomos de carbono no están en el mismo plano. La disposición más estable de la molécula de ciclopentano es aquella en la que uno de los átomos de carbono se encuentra fuera del plano definido por los otros cuatro.

cicloalquenos Hidrocarburos alicíclicos que presentan un doble enlace o más en su cadena. Se nombran igual que los hidrocarburos lineales, pero añadiendo el prefijo *ciclo-*.

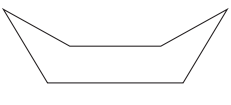


1-isopropil-1,3-ciclopentadieno

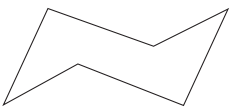


4-etil-4,5-dimetil-1-ciclohexeno

ciclohexano Hidrocarburo cíclico saturado de seis átomos de carbono (C_6H_{12}). Tiene varias disposiciones o conformaciones de diferente estabilidad. Las más características son la de bote y la de silla. Es un líquido inflamable que se usa como disolvente de lacas y resinas, y para extraer aceites esenciales.



conformación de bote



conformación de silla

ciclopentadieno Cicloalqueno empleado en la manufactura de resinas y como intermediario en la síntesis de terpenos y alcaloides. Tiene propiedades ácidas marcadas.

cinabrio Mineral de fórmula HgS perteneciente al grupo de los sulfuros. Se presenta en masas microcristalinas de color rojo púrpura. Cristaliza en el sistema hexagonal y tiene una dureza de 2,5. Es la principal mena del mercurio. Se usa en la fabricación de aparatos eléctricos y en la síntesis de cloro e hidróxido de sodio.

cinc Elemento químico de símbolo Zn, perteneciente al grupo 12 de la tabla periódica, de número atómico 30 y masa atómica 65,37. Se presenta como un metal cristalino de color gris, quebradizo, dúctil y maleable. Presenta propiedades superconductoras por debajo de 0,9 K. Es un elemento bastante reactivo y tiene carácter reductor y anfótero. Es inerte en contacto con el agua, pero reacciona vigorosamente con el oxígeno atmosférico. Tiene cinco isótopos estables o con vida media muy larga, de los cuales el más abundante es el Zn-64; se cono-

cen 24 radioisótopos. El cinc metálico se utiliza en la producción de aleaciones, en revestimientos protectores para otros metales y en la fabricación de pilas y baterías.

● **cinc, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan cinc en su estructura. Entre ellos destacan el cloruro, el óxido y el sulfuro. El cloruro de cinc, $ZnCl_2$, es un sólido cristalino incoloro e inodoro, soluble en agua, que se utiliza en galvanización, soldaduras, baterías, como deshidratante y para preservar la madera. El óxido de cinc, ZnO, se presenta como un polvo blanco insoluble en agua que absorbe la radiación ultravioleta. Se utiliza como pigmento, con la denominación de *blanco de cinc*, y en la fabricación de detergentes y cosméticos. El sulfuro de cinc, ZnS, es un sólido blanco que forma un mineral natural, la blenda. Se usa como pigmento y en la industria electrónica.

cinética Rama de la química que estudia la velocidad a la que se producen las reacciones químicas y los mecanismos de reacción, así como la influencia de factores como la temperatura, la presión, la concentración de los reactivos y los catalizadores sobre la velocidad.

⇨ COLISIONES, TEORÍA DE LAS; VELOCIDAD DE REACCIÓN

cinético-molecular, teoría Teoría que considera la materia formada por partículas en continuo movimiento. Elaborada en el siglo XIX gracias a las aportaciones de Boltzmann, Maxwell y Clausius, fue aplicada primero a los gases y, posteriormente, se hizo extensiva a líquidos y sólidos. Se puede resumir en los siguientes puntos:

- La materia está formada por partículas que están en movimiento.
- En los gases, las moléculas están separadas por distancias muy grandes en comparación con su tamaño; en los líquidos las distancias son más pequeñas, y en los sólidos las distancias de separación son ínfimas.
- En gases y líquidos, las partículas, en su movimiento al azar, colisionan entre sí en choques elásticos.
- La presión de un gas es consecuencia de los choques entre las moléculas. A más choques, más presión, y a más moléculas más choques.
- Las fuerzas de atracción entre las moléculas de un gas son nulas; en cambio, entre las partículas de los líquidos presentan valores variables, y en los sólidos son muy grandes.
- Las partículas tienen energía cinética y el valor medio de todas ellas se considera constante para cada temperatura. Esta energía cinéti-

ca es proporcional a la temperatura absoluta y se puede obtener a partir de la ecuación: $\overline{E}_c = {}^3/_2 \cdot k \cdot T$, en donde $\overline{E}_c$ es la energía cinética media de una molécula, *k* es la constante de Boltzmann y *T* la temperatura absoluta o kelvin.

Ejemplo

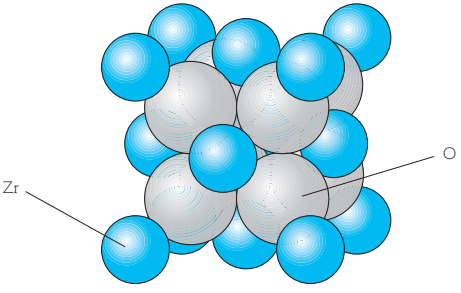
Si T = 0 K, $E_c = 0$; por eso se afirma que en el cero absoluto no hay ningún tipo de movimiento. En cambio, a 0 °C = 273 K, la energía cinética media de una molécula de oxígeno es:

$\overline{E}_c = {}^1/_2 \cdot 1{,}38 \cdot 10^{-23}\ J \cdot K^{-1} \cdot 273\ K = 3{,}77 \cdot 10^{-21}\ J$

y la de 1 mol, $\overline{E}_c = 3{,}77 \cdot 10^{-21} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 2\,268\ J$

Si calentamos aumenta la temperatura y, por tanto, la energía cinética media.

circonio Elemento químico de símbolo Zr, perteneciente al grupo 4 de la tabla periódica, de número atómico 40 y masa atómica 91,22. Se presenta como un metal cristalino blanco plateado, blando y dúctil. Es un elemento poco reactivo a temperatura ordinaria; en contacto con ácidos oxidantes se pasiva. Es mucho más reactivo a temperaturas elevadas, de forma que finamente dividido puede llegar a encenderse. Tiene cinco isótopos estables o con vida media muy larga, de los cuales el más abundante es el Zr-90; se conocen 25 radioisótopos. El circonio se utiliza en la fabricación de materiales cerámicos, aleaciones especiales, tubos de vacío, intercambiadores de calor y flashes fotográficos, y en el revestimiento de combustible nuclear.

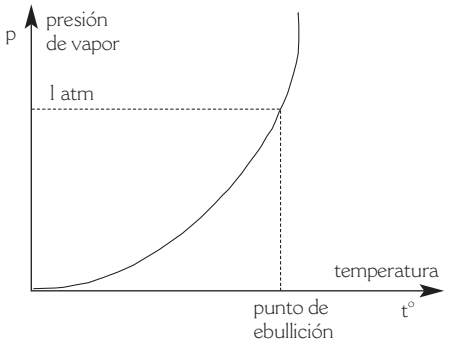


Estructura cristalina de un compuesto del circonio, el ZrO_2.

cis-trans, isomería ⇨ ISOMERÍA

cítrico, ácido Compuesto orgánico de fórmula $(CH_2COOH)_2COH$ COOH. Se presenta como un sólido cristalino incoloro o blanco, soluble en agua y en etanol. En solución acuosa actúa como un ácido débil y se disocia; el anión resultante puede formar sales denominadas *citratos*. El ácido cítrico está ampliamente repartido en la naturaleza y desempeña un importante papel en el metabolismo humano; interviene en el ciclo de Krebs o ciclo del ácido cítrico, en el que se produce ATP. Se utiliza en la industria alimentaria, como anticoagulante y en la fabricación de resinas.

Clausius-Clapeyron, ecuación de Ecuación termodinámica que relaciona la variación de la presión de vapor de un líquido puro con la temperatura: $\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H_v}{T \cdot \Delta V}$, donde P es la presión de vapor, ΔH_v es el calor de vaporización, T la temperatura absoluta y ΔV el cambio de volumen molar. Si el líquido pasa a vapor, la ecuación queda así: $\ln P = C - \frac{\Delta H_v}{R \cdot T}$, en donde C es una constante. Se puede construir una curva que relaciona la presión de vapor, *ln P*, con el inverso de la temperatura, *1/T*. Esta ecuación es útil para calcular calores de vaporización de líquidos.



CLOA Abreviatura de combinación lineal de orbitales atómicos.
⇨ COMBINACIÓN LINEAL DE ORBITALES ATÓMICOS

clorhídrico, ácido Disolución acuosa del hidruro de cloro, HCl. Se

presenta como un líquido incoloro o amarillo pálido, con carácter de ácido fuerte y muy corrosivo. Es soluble tanto en agua como en varios disolventes orgánicos. Ataca a la mayor parte de los metales, excepto al mercurio y a los metales nobles. Desprende vapores de hidruro de cloro, irritantes y corrosivos, que aumentan al elevarse la temperatura. Es un producto industrial de máxima importancia; entre los ácidos inorgánicos, únicamente el sulfúrico es más utilizado. Se usa en minería para reducir minerales, como acidificante y en la producción de un gran número de compuestos como fertilizantes, colorantes, fibras sintéticas, etc.

clórico, ácido ⇨ CLORO, OXOÁCIDOS DE

cloro Elemento químico de símbolo Cl, perteneciente al grupo 17 de la tabla periódica, de número atómico 17 y masa atómica 35,453. Se presenta como un gas amarillo-verdoso denso de olor picante. Es muy oxidante y altamente tóxico. El cloro es un elemento muy reactivo, el más electronegativo después del flúor y el oxígeno. Es atacado suavemente por el agua, los ácidos y las bases. Se combina con la mayor parte de los elementos y da lugar a sales denominadas *cloruros*. Tiene dos isótopos estables, el Cl-35 y el Cl-37; se conocen también 22 radioisótopos. Se utiliza en el blanqueo de pasta de papel y fibras naturales, como desinfectante industrial gracias a su capacidad oxidante y para obtener una gran cantidad de productos clorados.

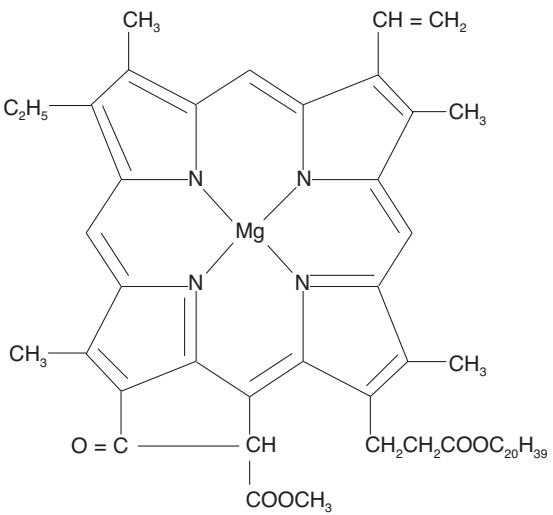
- **cloro, óxidos de** Combinaciones binarias de cloro y oxígeno. Se conocen cinco óxidos: Cl_2O, Cl_2O_3, ClO_2, Cl_2O_6 y Cl_2O_7, de los cuales el monóxido y el dióxido son los más importantes. El dióxido de cloro, ClO_2, se presenta como un gas amarillo oscuro más pesado que el aire. Es bastante inestable y puede explotar al calentarlo o por acción de la luz; actúa como un oxidante muy fuerte. Se utiliza en la industria del papel y en el tratamiento de aguas. El monóxido de cloro, ClO, es un radical libre que tiende a dimerizar. Se produce en la atmósfera al reaccionar cloro gaseoso con moléculas del ozono.
- **cloro, oxoácidos de** Compuestos de carácter ácido que contienen cloro, oxígeno e hidrógeno en su composición. Existen cuatro oxoácidos: el hipocloroso, HClO; el cloroso, $HClO_2$; el clórico, $HClO_3$, y el perclórico, $HClO_4$. El ácido hipocloroso es un ácido débil muy inestable que tiende a descomponerse en disoluciones concentradas; en disolu-

ciones diluidas se descompone por acción de la luz. El ácido cloroso únicamente puede prepararse en disoluciones diluidas; es un ácido débil con un fuerte poder oxidante. El ácido clórico actúa como un ácido fuerte en disolución acuosa; es bastante inestable y se descompone en ácido perclórico y cloro en disoluciones concentradas. Es altamente oxidante. El ácido perclórico actúa como un ácido fuerte muy oxidante que tiende a explotar al combinarse con compuestos orgánicos; sus sales se denominan *percloratos*.

cloroetano Gas obtenido por acción del cloro sobre el etileno en presencia de HCl y luz, de fórmula $CH_3 - CH_2 - Cl$. Se utiliza como refrigerante, disolvente, agente de alquilación y anestésico.

cloroeteno o cloruro de vinilo Gas de olor etéreo a temperatura ambiente que se obtiene por halogenación del etileno, de fórmula $CH_2 = CH_2 Cl$. Se emplea en la producción de policloruro de vinilo (PVC). También interviene en la formación de otros polímeros, por ejemplo, en las fibras acrílicas. Es altamente cancerígeno, aunque una vez formado el polímero el riesgo desaparece.

clorofila Pigmento verde presente en las plantas y los organismos fotosintéticos que tiene una estructura porfirínica con un ion magnesio.



En la fotosíntesis, la clorofila absorbe la luz solar y utiliza esta energía para formar hidratos de carbono a partir de dióxido de carbono y agua.

$$n\,CO_2 + n\,H_2O \xrightarrow[\text{clorofila}]{\text{luz solar}} \underset{\text{hidratos de carbono}}{(CH_2O)_n} + n\,O_2$$

cloroformo Líquido incoloro, más denso que el agua y muy poco soluble en ésta, de fórmula $CHCl_3$. Es un importante disolvente de compuestos polares. Se utiliza en la obtención de refrigerantes, propulsantes, plásticos de fluorocarbonos y colorantes, y como anestésico general. También recibe el nombre de *triclorometano* en la nomenclatura sistemática.

clorometano Gas fácilmente licuable que se obtiene por la acción del cloruro de hidrógeno sobre el metanol, de fórmula $CH_3 - Cl$. Se utiliza como agente de metilación, como disolvente, como propulsante de aerosoles de alta presión y como pesticida, en la polimerización del caucho sintético como líquido refrigerante y en medicina como anestésico.

cloroso, ácido ⇨ CLORO, OXOÁCIDOS DE

cloruro de aluminio ⇨ ALUMINIO, COMPUESTOS DE

cloruro de bario ⇨ BARIO, COMPUESTOS DE

cloruro de calcio ⇨ CALCIO, COMPUESTOS DE

cloruro de cinc ⇨ CINC, COMPUESTOS DE

cloruro de cobre ⇨ COBRE, COMPUESTOS DE

cloruro de litio ⇨ LITIO, COMPUESTOS DE

cloruro de magnesio ⇨ MAGNESIO, COMPUESTOS DE

cloruro de plata ⇨ PLATA, COMPUESTOS DE

cloruro de sodio ⇨ SODIO, COMPUESTOS DE

coagulación Fenómeno consistente en la formación de partículas no dispersas en el seno de un coloide. Éstas se depositan en el fondo del recipiente o quedan suspendidas flotando en medio del coloide. El proceso es debido a la pérdida de estabilidad de las partículas coloidales, estabilidad que se consigue al cargarse eléctricamente la partícula coloidal o al formar una capa superficial hidratada. La coagulación se produce cuando alguna acción física (vibración, corriente eléctrica, calor) o química (adición de agentes químicos) elimina estas causas de estabilidad.

cobalto

Ejemplo

El alumbre, sulfato alumínico-potásico, se usa en el tratamiento de aguas para eliminar partículas contaminantes mediante la coagulación de coloides.

cobalto Elemento químico de símbolo Co, perteneciente al grupo 9 de la tabla periódica, de número atómico 27 y masa atómica 58,933. Se presenta como un metal blanco azulado, duro y maleable; su ductilidad aumenta con la temperatura. Es ferromagnético por debajo de los 1150 °C. El cobalto es un elemento poco reactivo: reacciona suavemente en contacto con el aire, no reacciona en contacto con el agua, lo hace suavemente con los ácidos y enérgicamente con los ácidos oxidantes, con desprendimiento de hidrógeno. Tiene un único isótopo estable, el Co-59, y se conocen 24 radioisótopos. Se utiliza para fabricar aleaciones magnéticas y térmicas, como catalizador y en la industria de pigmentos y pinturas. El Co-60 se utiliza en radioterapia.

- **cobalto, óxidos de** Combinaciones binarias de cobalto con oxígeno. El óxido de cobalto (II), CoO, es un sólido cristalino verde grisáceo que presenta propiedades antiferromagnéticas a temperaturas bajas. El óxido de cobalto (III), Co_2O_3, es un sólido de color gris que se transforma en CoO al calentarlo por encima de 900 °C; se utiliza en la fabricación de pigmentos. El tetraóxido de tricobalto, Co_3O_4, es una sal doble de cobalto (II) y cobalto (III) que se presenta como un sólido cristalino higroscópico, grisáceo o negro; se descompone al calentarlo a temperaturas elevadas y es antiferromagnético a bajas temperaturas. Se usa en la preparación de pigmentos, porcelana y vidrio, y como catalizador.

cobre Elemento químico de símbolo Cu, perteneciente al grupo 11 de la tabla periódica, de número atómico 29 y masa atómica 63,54. Se presenta como un metal de color rojo, ligeramente paramagnético, blando, dúctil y muy tenaz. Es un buen conductor térmico y un excelente conductor eléctrico, sólo superado por la plata. Es poco reactivo. No reacciona en contacto con el agua ni con los ácidos no oxidantes. Con el oxígeno atmosférico reacciona suavemente; también es ataca-

do por los ácidos oxidantes. En general, es bastante resistente a la corrosión, por lo que se puede encontrar en estado nativo en la naturaleza. Tiene dos isótopos estables, el Cu-63 y el Cu-65; se conocen 29 radioisótopos. El cobre se utiliza en la industria eléctrica y electrónica. También se usa en la fabricación de monedas, pigmentos, insecticidas, catalizadores y colorantes, y en electroquímica.

- **cobre, compuestos de** Compuestos químicos que tienen cobre en su estructura. Entre los más importantes destacan el carbonato, el cloruro, los óxidos y el sulfato. El carbonato básico de cobre, $CuCO_3(OH)_2$, es un sólido verde muy tóxico que se descompone por encima de los 200 °C. Se utiliza en la preparación de pigmentos y fungicidas, y en pirotecnia. El cloruro de cobre, $CuCl_2$, es un sólido marrón que se utiliza en la fabricación de colorantes, fibras textiles y catalizadores, y en minería. El óxido de cobre (II), CuO, es un sólido negro insoluble en agua que se utiliza en la preparación de fibras, pigmentos y fungicidas; el óxido de cobre (I), Cu_2O, se utiliza como pigmento y en la industria petroquímica. El sulfato de cobre, $CuSO_4$, se suele presentar pentahidratado, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Es un sólido cristalino, de color azul eléctrico, soluble en agua. Se usa en agricultura y electroquímica, y en la fabricación de baterías, fungicidas y pigmentos.

codeína Alcaloide policíclico del grupo de la morfina; se obtiene del opio o por metilación de la morfina. Se utiliza como analgésico y en el tratamiento de la tos. Su consumo abusivo crea dependencia.

código genético Relación entre la secuencia de bases en el ADN y la secuencia de aminoácidos en las proteínas. Cada tres bases consecutivas (codón o triplete) codifica un aminoácido. La síntesis de proteínas no se hace directamente desde el ADN: primero se transcribe a ARN mensajero; luego éste sale del núcleo hacia el ARN ribosómico y procede a la síntesis ayudado por el ARN de transferencia, que aporta los aminoácidos necesarios.

coenzima Molécula orgánica de naturaleza no proteica necesaria para la actividad de un enzima pero fácilmente separable de éste sin destruirlo. La coenzima actúa como aceptor o donador de un tipo específico de átomos o grupo de átomos.Muchas vitaminas actúan como coenzimas. Algunos ejemplos de coenzimas son: el coenzima A, que transfiere grupos acetilo; el coenzima Q; los coenzimas NAD y FAD,

que actúan como transportadores de hidrógeno, y el ATP, como transportador de fosfatos.

colesterol Compuesto químico de la familia de los esteroles, el más importante en los animales superiores. Es sólido e insoluble en agua, pero se extrae fácilmente de los tejidos con cloroformo, éter o benceno. Se encuentra en las membranas plasmáticas de muchas células animales y en las lipoproteínas del plasma sanguíneo. Es el precursor de otros muchos esteroides, como los ácidos biliares, los andrógenos, los estrógenos, etc. El colesterol puede obtenerse de la dieta o bien ser sintetizado en el hígado. Los niveles altos de colesterol en sangre contribuyen a la formación de placas arteroescleróticas en las arterias.

coligativas, propiedades Propiedades de las disoluciones que dependen de la cantidad de soluto disuelto (concentración de sus iones o moléculas) y son de naturaleza física y no química. Se llaman así porque sus valores no dependen ni del tamaño de las partículas ni del tipo de soluto. Se requiere como condición que el soluto sea no volátil (sólido o líquido) y que no se disocie iónicamente; en caso contrario se ha de introducir un factor correctivo. Son propiedades coligativas la disminución de la presión de vapor, el aumento del punto de ebullición, el descenso del punto de congelación y la presión osmótica.

➪ RAOULT, LEY DE

¿SABÍAS QUE...? coligativas, propiedades

Dos soluciones acuosas de soluto diferente pero con la misma concentración en las mismas condiciones experimentales tienen la misma presión de vapor, la misma presión osmótica, el mismo aumento del punto de ebullición y el mismo descenso del punto de congelación.

colisiones, teoría de las Teoría que explica los mecanismos mediante los que se produce una reacción química. Según esta teoría, una reacción supone la rotura de los enlaces existentes y la formación de

enlaces nuevos, lo que implica la absorción de un mínimo de energía, la energía de activación. Ésta se consigue si las partículas chocan eficazmente entre sí; pero no todos los choques son eficaces, ya que algunos simplemente rebotan. El porcentaje de colisiones eficaces es muy pequeño y no basta con tener energía cinética alta, sino que además las partículas han de tener la orientación adecuada. En una colisión eficaz se forma un compuesto intermedio, llamado *complejo activado*, inestable y que tiende a escindirse, en cuyo caso da lugar a los nuevos productos.

Ejemplo

En la reacción entre I_2 y H_2 para dar HI, a 280 °C y 45 atm de presión, en 1 cm^3 se producen 10^{31} choques totales, de los que tan sólo 10^{14} son eficaces.

FÍJATE BIEN colisiones, teorías de las

Un choque eficaz es aquel que permite romper un enlace químico. Las condiciones para que se produzca son:

- Que proporcione energía cinética igual o superior a la energía de activación del enlace.
- Que tenga la orientación adecuada: aquella que coincida con el eje del enlace para así debilitarlo mejor.

coloide Sustancia dispersa en un medio de dispersión continuo; no forma una autentica disolución, aunque presenta una cierta homogeneidad. Las dimensiones de un coloide (entre 10^{-2} y 10^{-6} mm) son intermedias entre las de una disolución verdadera y las de una suspensión o falso coloide. Un coloide se caracteriza por una velocidad lenta de difusión de sus partículas y por mostrar el camino seguido por un rayo luminoso cuando penetra en su interior (efecto Tyndall). Un coloide suele tener carga eléctrica negativa; si se consigue neutralizar, se produce la floculación.

coloide

Ejemplo

Sustancias que bien se presentan en la naturaleza en forma coloidal bien son más estables: caucho, proteínas, fibras vegetales, etc.

Clasificación de los coloides según el estado físico:

Medio de dispersión	Sustancia dispersa	Nombre del coloide	Ejemplos
Líquido	Sólido	Sol, gel	Pinturas
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche, mayonesa
Líquido	Gas	Espuma	Nata batida
Sólido	Sólido	Sol	Gema
Sólido	Líquido	Gel, emulsión	Gelatina, queso
Sólido	Gas	Espuma sólida	Poliuretano
Gas	Sólido	Aerosol	Humo, polvo
Gas	Líquido	Aerosol	Niebla

- **coloide hidrófilo** Coloide de tipo liófilo en el que el medio de dispersión es el agua.
- **coloide hidrófobo o hidrófugo** Coloide de tipo liófobo en el que el medio de dispersión es el agua.
- **coloide liófilo** Coloide formado por una fase dispersa que tiene gran afinidad por el medio de dispersión. De gran viscosidad, tiende a formarse con facilidad y se mantiene muy estable, ya que el medio lo protege.
- **coloide liófobo** Coloide formado por una fase dispersa que presenta poca afinidad por el medio de dispersión; se produce una repulsión entre sus fases y como resultado el coloide tiende a coagularse con facilidad.

colorante Sustancia capaz de colorear fibras, papel, pieles, cosméticos, etc. de forma estable y de resistir al lavado. En general, los colorantes son compuestos orgánicos insaturados con dobles enlaces conjugados. La parte orgánica que produce el color se llama *cromóforo*. Se pueden clasificar atendiendo al índice de color, a su naturaleza química o a su método de aplicación.

Ejemplo

Los colorantes ácidos tienen el grupo cromóforo formando parte de un ion, un derivado orgánico sulfonado, $R - [SO_2 - O]^-$, que sirve para el tinte de poliamidas y fibras acrílicas. Los colorantes directos son especialmente útiles en el algodón y el rayón. Los colorantes azoicos, que contienen el grupo –N = N–, son insolubles en agua. Los colorantes de cuba contienen grupos cetónicos que se reducen a grupos alcohólicos, como por ejemplo el añil y las antraquinonas. Los colorantes al azufre se disuelven en una solución de sulfuro de sodio y se emplean con las fibras celulósicas.

combinación lineal de orbitales atómicos Método cuantitativo que permite calcular la función de onda que corresponde a un orbital molecular después de la combinación lineal de los orbitales atómicos de referencia. Cada orbital atómico se designa con una función de onda; la combinación de estas funciones de onda da lugar a la función resultante, ψ_σ, penetración frontal, o ψ_π, lateral. En cada combinación de dos orbitales atómicos se obtienen dos orbitales moleculares, uno enlazante, ψ_σ, estable y de menor energía, y otro antienlazante, ψ^*_σ, inestable y de energía superior.

⇨ ORBITALES MOLECULARES, TEORÍA DE LOS

Ejemplo

El orbital molecular de la molécula de hidrógeno, H_2, descrita por la función ψ_{σ_s} se obtiene al combinar las funciones de onda ψ_{1_s} de dos orbitales atómicos de hidrógeno: $\psi_{1s_H} + \psi_{1s_H} = \psi_{1\sigma_{H_2}}$. En este orbital se colocan los dos electrones disponibles, uno por cada átomo.

combinación química Unión de dos o más sustancias, ya sean elementos o compuestos, para formar un único compuesto químico. Según el tipo de sustancias que intervienen en una combinación química,

combinación química

puede recibir otros nombres: oxidación, síntesis, neutralización, adición, etc.

⇨ REACCIÓN QUÍMICA

Ejemplo

Azufre + oxígeno = dióxido de azufre: $S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{2(g)}$;
Hidrógeno +nitrógeno = amoníaco: $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$;
Bromo + eteno = 1,2-dibromoetano: $Br_{2(g)} + CH_2 = Ch_{2(g)} \longrightarrow$
$\longrightarrow CH_2Br - CH_2Br_{(g)}$

- **combinaciones químicas, leyes de las** Leyes experimentales, también denominadas *reacciones ponderales*, que relacionan las cantidades de materia que intervienen en las reacciones químicas. Son las siguientes:
  - Ley de conservación de la masa (o de la materia), de Lavoisier, enunciada en 1789.
  - Ley de las proporciones definidas, de Proust, enunciada en 1801.
  - Ley de las proporciones múltiples, de Dalton, enunciada en 1803.
  - Ley de las proporciones recíprocas o equivalentes, de Richter, enunciada en 1792.
  - Ley de los volúmenes de combinación, de Gay-Lussac, enunciada en 1808.

⇨ AVOGADRO, PRINCIPIO DE

combustible Sustancia capaz de provocar una reacción de combustión en la que se obtiene energía en forma de calor. Los combustibles más utilizados son los fósiles.

- **combustible fósil** Combustible obtenido a partir de la descomposición de la materia orgánica acumulada después de millones de años, mediante transformaciones físicas y químicas provocadas por la presión y la temperatura. Los combustibles fósiles se consideran contaminantes, ya que en su combustión se desprenden productos tóxicos (CO, SO_2, NO) o gases que dan lugar al llamado *efecto invernadero*, como el CO_2. Son combustibles fósiles el carbón mineral, el petróleo y sus derivados, y el gas natural.

¿SABÍAS QUE...?

combustible fósil

El protocolo de Kioto incluye seis gases responsables del efecto invernadero: el dióxido de carbono (CO_2), el metano (CH_4), el óxido de nitrógeno (NO), el hidrofluorocarbono, el perfluorocarbono y el hexafluoruro de azufre. En la propuesta inicial de 1997, los países firmantes tenían que reducir sus emisiones en el período que va de 2008 a 2012 en un 5,2 % respecto a las registradas en 1990, pero en la Cumbre de Bonn de 2001 se fijó un nuevo límite: el 1,8 %. Estados Unidos es el principal responsable de la emisión de gases de efecto invernadero, concretamente del 25 % de las emisiones de CO_2 producidas entre 1950 y 1990 y del 36 % de las emisiones globales de todos los gases sometidos al protocolo.

- **combustible nuclear** Sustancia que al producirse una reacción de fisión nuclear desprende una gran cantidad de energía en forma de calor y radiaciones electromagnéticas. En las centrales nucleares la reacción nuclear es controlada y permite que la generación de calor sea transformada en energía eléctrica; en cambio, en la bomba atómica no hay control y se desprende una gran cantidad de calor de forma brusca y en poco tiempo, lo que tiene inmensas consecuencias destructivas. Son combustibles nucleares el uranio, U^{235} y el plutonio, Pt^{239}.

combustión Reacción química consistente en la combinación de una sustancia con el oxígeno en la que se libera energía en forma de luz y calor. La mayoría de las reacciones de combustión transcurren en fase gaseosa. Si los reactivos son compuestos de carbono, los productos de la combustión son vapor de agua, H_2O y CO_2, o CO en caso de combustión incompleta; también aparecen pequeñas cantidades de SO_2 NO. Químicamente, una reacción de combustión consiste en la oxidación del combustible por el oxígeno.

$C_4H_{10} + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 5H_2O$ + calor

- **combustión, calor de** ➪ CALOR DE COMBUSTIÓN

complejo activado

complejo activado Compuesto intermedio inestable de alto contenido energético que se forma a partir de las moléculas de los reactivos. Sus enlaces están debilitados, pero sin haberse roto del todo, y los enlaces de los productos están aún en estado precario. Como el complejo es inestable, tiende a dar los productos de la reacción o volver a los reactivos si éstos son menos energéticos.

⇨ COLISIONES, TEORÍA DE LAS

componente Cada una de las partes constitutivas de un sistema químico mediante las que se puede determinar su composición. El número de componentes de un sistema es el menor número de sustancias separadas por el que se puede definir la composición de cada fase del sistema. Por eso, el número de componentes no tiene por qué ser igual al número de sustancias presentes en el sistema.

Ejemplo

En la reacción de descomposición del $CaCO_3$ en un sistema cerrado se obtiene una reacción reversible: $CaCO_{3(g)} \leftrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$. La concentración del $CaCO_3$ puede expresarse a partir de la concentración de CaO y CO_2; aunque en el sistema hay tres sustancias, sólo son dos componentes.

compuesto Sustancia pura constituida por átomos de diferentes elementos unidos a través de enlaces químicos en proporciones fijas y definidas, y que sólo se puede descomponer en los elementos de procedencia por medio de reacciones químicas. Las propiedades de los compuestos son diferentes de las de los elementos de procedencia. Así, el cloruro de sodio, NaCl, es un sólido neutro de sabor salado; en cambio el cloro, Cl_2, es un gas muy activo, y el sodio, Na, un sólido que se oxida violentamente en contacto con el aire. La proporcionalidad existente entre los elementos que forman el compuesto permite representarlos mediante fórmulas, en las que se manifiesta esta proporcionalidad. Hay algunas sustancias que no se pueden considerar mezclas, pero tampoco compuestos tal como los hemos definido: es el caso del acero, algunos silicatos, el vidrio y los plásticos. Debido a que se presentan formando masas sólidas, compactas e indefinidas,

se los debería considerar más bien compuestos de composición variable e indefinida.

Ejemplo

Compuestos inorgánicos: cloruro de sodio, NaCl; agua, H_2O; carbonato de calcio, $CaCO_3$; amoníaco, NH_3; sulfato de cobre, $CuSO_4$.
Compuestos orgánicos: etanol, $CH_3 - CH_2OH$; benceno, C_6H_6; ácido benzoico, $C_6H_5 - COOH$; anilina, $C_6H_5 - NH_2$.

- **compuestos de coordinación** Compuestos en los que un átomo metálico o un catión se une con un cierto número de moléculas o de iones, los ligandos. No todos los metales tienen la misma tendencia a formar estos compuestos; es más fácil en los metales de tamaño pequeño y carga +2, +3 o +4. En estos metales la carga específica es muy alta, por lo que tenderán a formar enlaces covalentes coordinados con los ligandos; si además tienen orbitales próximos vacíos, servirán para alojar los pares de electrones proporcionados. Estas condiciones las cumplen metales de transición (Fe, Ni, Cr, Cu, V, Os) que tiene orbitales d disponibles; en cambio, los metales alcalinos son mayores de tamaño, de carga +1 y no tienen espacio disponible para alojar electrones externos.

Ejemplo

Tetracarbonilo níquel (II) $[Ni(CO)_4]$. Es neutro. El enlace se realiza entre el CO, que proporciona un par de electrones; el Ni es un átomo neutro que capta estos cuatro pares (uno por molécula) y los aloja en los orbitales d vacíos.
Catión hexaaminocromo (III) $[Cr(NH_3)_6]^{3+}$. Al ser iónico tiende a dar sales, como el cloruro de hexaaminocromo (III) $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$.
Anión hexacianoferrato (III) $[Fe(CN)_6]^{-4}$. También tiende a dar sales, como el hexacianoferrato (II) de potasio, conocido también con el nombre de *ferrocianuro de potasio*.

compuesto

¿SABÍAS QUE...? compuestos de coordinación

El azul de Prusia es un pigmento que está formado por un compuesto de coordinación, el ferrocianuro de hierro (III), $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$, utilizado en análisis cualitativos para la determinación del hierro y de los cianuros.

- **compuestos no estequiométricos** Compuestos en los que la proporción existente entre sus elementos constitutivos no es de números enteros sencillos, tal como describe la ley de las proporciones definidas; por lo tanto, no se pueden representar con una fórmula. Esto ocurre con algunos óxidos de metales de transición, silicatos, etc. Se los denominó *compuestos bertólidos* en honor de M. Berthelot, químico francés (1827-1907) que intentó demostrar que la ley de las proporciones definidas era falsa. El número de estos compuestos es pequeño.

Ejemplo

Los óxidos de titanio presentan una relación de titanio-oxígeno de 1–1,9 o 1–1,65, con lo que sus fórmulas deberían ser: $TiO_{1,9}$, $TiO_{1,65}$.

concentración Cantidad de una sustancia (el soluto) disuelta en otra (el disolvente) en una mezcla homogénea o una disolución. Puede expresar las relaciones masa/masa, masa/volumen o volumen/volumen, y entre el soluto y el disolvente o entre el soluto y la disolución. Existen varias formas de expresar la concentración:

– Formas físicas, en las que no es necesario saber el tipo de sustancias que intervienen: % en masa, % en volumen (apta para mezcla de gases), gramos de soluto en 1 dm^3 de disolución (g/dm^3).
– Formas químicas, en las que se han de conocer las sustancias así como sus fórmulas: fracción molar, concentración molar o molaridad, concentración molal o molalidad, y concentración normal o normalidad.

Ejemplo

En el aire, el oxígeno representa el 21 % en volumen.
Una disolución concentrada comercial de ácido clorhídrico, HCl, tiene una concentración del 35 % en masa y una densidad de 1,14 g/cm^3.
Una disolución amoniacal concentrada tiene una concentración de 17 mol/dm^3.
Una disolución diluida de hidróxido de sodio, presente en un laboratorio, puede tener una concentración de 2M (molar).

Ejercicio

Calcula la concentración en masa de una disolución formada por 50 gramos de sal en 100 cm^3 de agua destilada.
100 cm^3 de agua destilada = 100 g, ya que la densidad del agua pura es 1g/cm^3.

$$\% = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 = \frac{40\ \text{g}}{50\ \text{g} + 100\ \text{g}} \cdot 100 =$$

= 26,67 % en masa.

Calcula la concentración en volumen de oxígeno en una mezcla de gases sabiendo que hay 15 cm^3 de oxígeno y un volumen total de 250 cm^3.

$$\% = \frac{\text{volumen oxígeno}}{\text{volumen total}} \cdot 100 = \frac{15\ \text{cm}^3}{250\ \text{cm}^3} \cdot 100 =$$

= 6 % en volumen.

Calcula la concentración expresada en g/dm^3 de una solución formada por 90 g de sal común en 200 cm^3 de agua, tal que la disolución resultante tiene una densidad de 1,12 g/cm^3.
200 cm^3 agua = 200 g agua, ya que la densidad del agua pura es 1 g/cm^3.

→

concentración

90 g sal + 200 g agua = 290 g totales de la disolución.

$$290\ g \times \frac{1\ cm^3}{1{,}12\ g} \times \frac{1\ dm^3}{10^3\ cm^3} =$$

$$= 0{,}259\ cm^3 \text{ volumen de la disolución.}$$

Concentración de la disolución:

$$g/dm^3 = \frac{90\ g}{0{,}259\ dm^3} = 347{,}5\ g \cdot dm^{-3}$$

- **concentración molal** ⇨ MOLALIDAD
- **concentración molar** ⇨ MOLARIDAD
- **concentración normal** ⇨ NORMALIDAD

condensación Cambio de estado de gas a líquido en unas condiciones de presión y temperatura determinadas. Cuando un gas se enfría o se comprime, la energía cinética que tenían sus moléculas disminuye, el movimiento se hace más lento, aumenta la atracción y el gas finalmente se convierte en un líquido. La energía cinética perdida se transforma en calor que se desprende al exterior.

- **condensación, reacción de** Reacción en la que se unen dos moléculas sencillas para dar lugar a una más compleja con la eliminación de una molécula pequeña, generalmente agua.

Ejemplo

Los ésteres se obtienen al reaccionar un ácido carboxílico con un alcohol, proceso en el que se desprende agua: ácido acético + etanol = acetato de etilo y agua.

$$CH_3 - COOH + CH_3 - CH_2OH \longrightarrow$$
$$\longrightarrow CH_3 - COO - CH_2 - CH_3 + H_2O$$

El nailon (un polímero) se obtiene como condensación entre el ácido adípico, $COOH\ (CH_2)_4\ COOH$, y la hexametilendiamina, $NH_2\ (CH_2)_6\ NH_2$.

conductividad molar Conductividad de una sustancia (capacidad de la misma para conducir la corriente eléctrica) dividida por la concentración molar. El símbolo es Λ y las unidades: $ohm^{-1} \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$. Se obtiene: $\Lambda = \frac{K}{C}$, donde *K* es la conductividad eléctrica, que equivale a: K=1/resistividad.

conductividad térmica Propiedad de los materiales que mide la velocidad de transmisión del calor a través de ellos por conducción. Es elevada en los metales, baja en los gases y extremadamente baja en sustancias especiales como la fibra de vidrio. Una sustancia con conductividad muy baja se denomina *aislante térmico*.

configuración electrónica Descripción de la disposición de los electrones de un átomo en sus diferentes niveles, subniveles y orbitales. Los electrones de un átomo neutro en su estado fundamental se disponen en orbitales ordenados de menor a mayor energía, según la regla de multiplicidad de Hund y cumpliendo los principios de Aufbau y de exclusión de Pauli. La configuración electrónica de un átomo es la base de sus propiedades químicas y según cómo estén dispuestos en la última capa o nivel electrónico podemos identificar al elemento o grupo de elementos. Así, por ejemplo, los gases nobles se caracterizan porque tienen 8 electrones en la última capa (excepto el helio); su configuración electrónica es ns^2np^6, en donde n = 1, 2, 3… es el número del nivel y *s* y *p* son los subniveles, con 2 y 6 electrones como máximo, respectivamente. Los elementos alcalinos tienen 1 electrón en su última capa (configuración ns^1); este grupo de elementos tiende a perder este electrón y a convertirse en un catión con configuración electrónica de gas noble. Las configuraciones de los elementos tienden a expresarse de forma abreviada, mostrando solamente los electrones de la última capa, los activos, y escribiendo el símbolo del gas noble anterior en el resto de la configuración.

Ejemplo

El sodio, Z = 11, tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, o abreviado [Ne] $3s^1$; al perder el electrón de la última capa se convierte en Na^+, de configuración $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, es decir, la configuración del neón.

→

conservación de la energía

El cloro, Z = 17, tiene configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, o abreviado [Ne] $2s^2\ 2p^5$; tiende a ganar un electrón, en cuyo caso adquiere la configuración electrónica del gas noble siguiente, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, el argón.

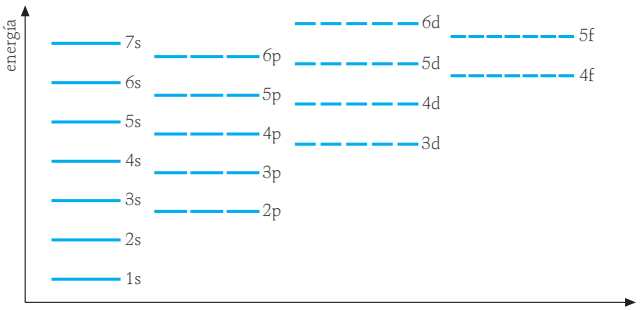


Diagrama que muestra el orden de colocación de los electrones en los orbitales.

Ejercicio

Las configuraciones electrónicas siguientes, en estado fundamental, son incorrectas: a) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$; b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$; c) $1s^3 2s^2 2p^4$. Indica la razón.

a) Es incorrecta porque antes de llenarse el orbital 3s se deben completar los orbitales p con 6 electrones.

b) Es incorrecta porque antes de llenarse los orbitales 3d tienen que colocarse en el orbital 4s, que tiene menos energía que el 3d.

c) Es incorrecta porque el orbital s tiene más electrones de lo que es debido (máximo 2).

FÍJATE BIEN configuración electrónica

Configuraciones electrónicas más importantes:
metales alcalinos: ns^1
metales alcalino-térreos: ns^2
metales de transición: $ns^2\ (n\text{-}1)d^x$
elementos de doble transición: $ns^2\ (n\text{-}2)f^x$
elementos no metálicos: $ns^2\ np^x$
gases nobles: $ns^2\ np^6$

conservación de la energía, principio de Principio que indica que la energía es constante en todo el Universo. No se crea ni se destruye; se puede convertir o transformar de un tipo en otro, pero el valor total se ha de mantener. La energía es constante, pero también es degradable, es decir, hay procesos de transformación energéticos que son irreversibles: son aquellos que comportan consumo de energía calorífica.

Ejemplo

Cuando un coche frena la energía cinética que poseía se convierte totalmente en calor. Si golpeamos la superficie de un objeto con un martillo, la energía potencial se convierte en calor. Si un atleta levanta unas pesas de 200 kg del suelo a una altura, la energía muscular sirve para obtener energía potencial de las pesas. El agua contenida en una presa, que posee energía potencial gravitatoria, permite la obtención de energía eléctrica. La fuerza del viento o energía eólica se transforma en electricidad en los aerogeneradores. En una reacción de combustión, el calor obtenido es debido a la energía química de los reactivos. En una pila, las reacciones de oxidación-reducción permiten obtener energía eléctrica.

conservación de la masa, principio de Principio que establece que la masa de las sustancias reaccionantes es igual a la masa de los pro-

ductos de la reacción. Es una ley experimental que fue enunciada por Lavoisier en 1789 y que sirvió para abandonar la teoría del flogisto. La ley de conservación de la masa no se cumple en las reacciones nucleares, ya que en ellas hay variación de masa que se transforma en energía. Para ser exactos deberíamos hablar del principio de conservación de la masa-energía.

Ejemplo

$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$ + calor

12 g de carbono + 32 g de oxígeno = 44 g de dióxido de carbono.

En una reacción nuclear, por cada gramo de pérdida de masa se desprenden:

$E = m \cdot c^2 = 10^{-3}\ kg \times (3 \cdot 10^8)\ (^m/_s)^2 = 9 \cdot 10^{13}\ J$

constante de disociación ácida ⇨ ACIDEZ, CONSTANTE DE

constante de disociación básica ⇨ BASICIDAD, CONSTANTE DE

contaminación Acción consistente en alterar la pureza de los cuerpos por contacto con agentes químicos, que los corrompen e impiden su uso normal. Así, las aguas residuales contienen sólidos, materia orgánica, nutrientes, metales pesados, pesticidas, disolventes orgánicos, detergentes, etc, pero un tratamiento adecuado en las depuradoras puede reducir o eliminar estos productos. Los contaminantes más importantes del aire son el SO_2, el CO_2, los óxidos de nitrógeno (NO_x), el ozono, el plomo y los hidrocarburos. Existen otros tipos de contaminación, como la lumínica (luz que no es necesaria para las actividades humanas habituales), la sonora, la electromagnética, etc.

coordinación, número de 1 Número de enlaces covalentes coordinados que un átomo de un metal, o elemento central, realiza con los ligandos en un compuesto de coordinación.

⇨ COMPUESTOS DE COORDINACIÓN

Ejemplo

En el catión $[Ag(NH_3)_2]^+$, la plata presenta un número de coordinación 2, ya que está unido a dos moléculas de amoníaco.

→

En el anión $[Cu(CN)_4]^{2-}$, el cobre presenta un número de coordinación 4. En el anión $[Fe(CN)_6]^{3-}$, el hierro tiene un número de coordinación 6.

FÍJATE BIEN coordinación, número de

El número de coordinación es siempre superior al número de oxidación del elemento.

2 Número de átomos o iones que rodean a un átomo determinado en una red cristalina. En un enlace iónico, el número de coordinación, dado un ion, es el número de iones de signo contrario con los que está en contacto. En un enlace covalente, el número de coordinación depende del número de electrones disponibles para el enlace. Por ejemplo, el carbono en su forma de diamante presenta número de coordinación 4, estructura tetraédrica, 4 electrones y 4 enlaces covalentes.

⇨ CRISTAL

coordinado, enlace ⇨ ENLACE COVALENTE COORDINADO

corrosión Proceso por el cual un determinado material se deteriora a causa de un ataque químico o electroquímico de su medio ambiente. La corrosión puede ser de dos tipos: química y electroquímica. En el primer caso, el oxígeno atmosférico ataca la superficie del metal formando una capa de óxido metálico. En algunos casos, la capa de óxido es compacta e impide que el oxígeno continúe el ataque, es decir, pasiva el metal; es el caso del aluminio. En otros casos, en cambio, el óxido es poroso y permite que el oxígeno continúe su ataque, con lo que toda la pieza acaba oxidada. La corrosión electroquímica, por su parte, se puede producir de dos maneras. En primer lugar, dos metales con diferentes potenciales de reducción están en contacto, con lo que se puede crear una pila. En segundo lugar, el metal se corroe en presencia de agua o de una atmósfera húmeda. La corrosión se combate mediante la utilización de revestimientos protectores, pinturas anticorrosión e inhibidores.

covalente

covalente, enlace ⇨ ENLACE COVALENTE

craqueo Proceso de rotura de las cadenas correspondientes a las fracciones más pesadas del petróleo con el objeto de convertirlas en productos más ligeros, de más demanda en el mercado. Podemos distinguir dos tipos de craqueo: el térmico y el catalítico.

El craqueo térmico se efectúa por calefacción, lo que origina la siguiente reacción:

$$C_{12}H_{24} \longrightarrow \underset{\text{parafina}}{C_6H_{14}} + \underset{\text{olefina}}{C_6H_{10}}$$

El craqueo catalítico se utiliza para obtener gasolinas de alta calidad y se consigue añadiendo catalizadores a los productos de craqueo obtenidos por el proceso anterior.

Con temperaturas altas y catalizadores del tipo H_3PO_4 se consigue reconvertir las olefinas en hidrocarburos aromáticos:

$$3\,CH_2 = CH_2 \longleftrightarrow C_6H_6 + 3H_2$$

Con catalizadores como el trifluoruro de boro (BF_3) se obtienen las isoparafinas:

$$CH_3-CH_2-CH_3 + CH_2=CH_2 \longrightarrow \underset{\text{isopentano}}{\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{CH_3-CH-CH_2-CH_3}}}$$

Con catalizadores de óxido de cromo se consigue transformar las parafinas en cicloparafinas:

$$C_6H_{14}\ \text{(hexano)} \longrightarrow C_6H_{12}\ \text{(ciclohexano)}$$

Con catalizadores de Cr_2O_3, Al_2O_3, W_2O_3, Mo_2O_3 se obtienen los hidrocarburos aromáticos a partir de las olefinas por deshidratación:

$$C_6H_{12} \longrightarrow \underset{\displaystyle C_6H_6}{\text{ }} + 3\,H_2$$

criolita Mineral de fórmula Na_3AlF_3 perteneciente al grupo de los halogenuros. Se presenta en forma de masas compactas cubiertas de cristales, normalmente de color blanco, aunque puede tener otras coloraciones debido a la presencia de impurezas. Cristaliza en el sistema monoclínico y tiene una dureza de 2,5. Se utiliza como fundente en la electrólisis del aluminio.

crioscópica, constante Constante de proporcionalidad entre el valor del descenso del punto de congelación (descenso crioscópico) de una disolución y su concentración molal. Es un valor fijo para cada disolvente y representa la disminución de la temperatura de congelación de un disolvente para disoluciones de concentración 1 molal. Se simboliza por k_c: agua (k_c=1,86); benceno (k_c=5,1); alcanfor (k_c=40).

crioscópico, descenso Disminución del punto de congelación de una disolución al aumentar la concentración de la misma, según la ley: $-\Delta t^\circ = k_c \cdot m$, donde k_c es la constante crioscópica y m la concentración expresada en molalidad. Esta disminución es consecuencia de la disminución de la presión de vapor del disolvente y se puede utilizar para determinar masas moleculares de solutos.

➪ RAOULT, LEY DE

¿SABÍAS QUE...? crioscópico, descenso

Se echa sal en las carreteras heladas para conseguir una disolución con el agua que tenga el punto de congelación por debajo de los 0 °C; así, el hielo formado se transforma en agua líquida necesaria para disolver la sal. Las mezclas frigoríficas y los anticongelantes de los radiadores de los coches son ejemplos de aplicación del descenso crioscópico.

Ejercicio

Calcula la masa molecular de un glúcido sabiendo que al disolverse 24 g en 75 cm^3 de agua destilada la disolución congela a –1,80 °C.

→

criptón

Constante crioscópica, k_c, del agua = 1,86

$-\Delta t^\circ = k_c \cdot m$

$-(-1,80-0) = 1,86 \times m$

$$m = \frac{1,8}{1,86} = 0,97 \text{ moles} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$M_m = \frac{\text{gramos soluto}}{1 \text{ mol soluto}} = \frac{24 \text{ g soluto}}{0,075 \text{ kg disolvente}} \times$$

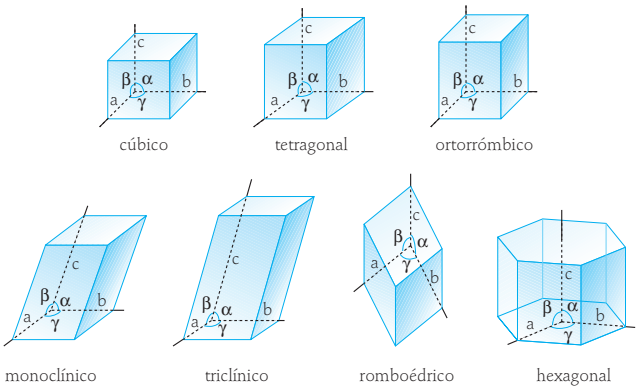
$$\times \frac{1 \text{ kg disolvente}}{0,97 \text{ moles soluto}} = 330 \text{ g/mol}$$

criptón Elemento químico de símbolo Kr, perteneciente al grupo 18 de la tabla periódica, de número atómico 36 y masa atómica 83,60. Se presenta como un gas incoloro, inodoro e insípido que se encuentra en estado monoatómico. Químicamente es casi inerte. No reacciona con el oxígeno atmosférico, ni con el agua, los ácidos ni las bases. No obstante, se conoce algún fluoruro de criptón, KrF_2 y KrF_4. Tiene seis isótopos estables o de vida media muy larga, de los cuales el Kr-84 es el más abundante; se conocen también 23 radioisótopos. Se utiliza en la fabricación de lámparas de incandescencia.

crisol Recipiente utilizado para calcinar o fundir sustancias sólidas. Hay crisoles de muchos tipos en función de los materiales que se vayan a tratar. Los de porcelana, de óxidos de aluminio y de metales (níquel, plata, oro) se utilizan para aquellos materiales que pudieran atacar los crisoles ordinarios.

cristal Cuerpo sólido que presenta una ordenación interna de sus constituyentes (iones, átomos o moléculas) que se repite en una red tridimensional. Esta ordenación se manifiesta a escala macroscópica. Dicho de otra manera, los cristales presentan una estructura microscópica básica, la celda unidad, que se repite en tres dimensiones. Como consecuencia, tanto la periodicidad como la homogeneidad son características básicas de los cristales. Cualquier red cristalina se puede crear a partir de siete celdas unidad básicas; cada celda define un

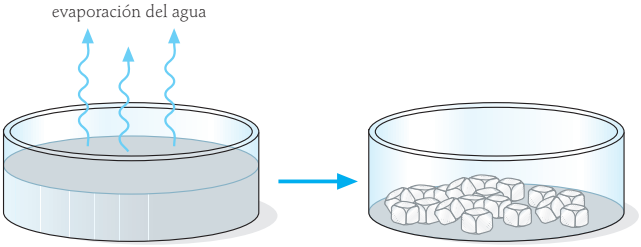
sistema cristalográfico: cúbico, tetragonal, ortorrómbico, romboédrico o trigonal, hexagonal, monoclínico y triclínico.



- **cristal líquido** Sustancia que presenta un estado intermedio entre el sólido cristalino y el líquido. Los cristales líquidos presentan una ordenación interna de sus constituyentes, como las sustancias sólidas, pero estos constituyentes pueden intercambiar sus posiciones, como en el estado líquido. Las moléculas que lo forman suelen tener forma de varilla, de lámina o de disco, y se ordenan siguiendo un eje. El resultado es que los cristales líquidos presentan algunas propiedades propias de un líquido y otras propias de un sólido. Los cristales líquidos pueden difractar determinadas longitudes de onda, comportamiento que puede ser controlado y modificado mediante un campo eléctrico, lo que representa la base de las aplicaciones electrónicas de los cristales líquidos.

cristalización Proceso de obtención de un sólido en una disolución al haber incrementado su concentración por encima del punto de saturación, tal que el exceso de soluto se separa formando un cristal. Para incrementar la concentración primero se evapora el disolvente hasta alcanzar la saturación, después se enfría lentamente la solución restante o se añade soluto en caliente hasta alcanzar la saturación, y luego se deja enfriar lentamente. La cristalización es un método para purificar sustancias.

cristalización



Proceso de cristalización en una mezcla que contiene agua y sal.

Ejemplo

El yodo puro es una sustancia obtenida por cristalización gracias a la sublimación de una muestra previa más o menos impura.

- **cristalización, calor de** ⇨ CALOR DE CRISTALIZACIÓN
- **cristalización fraccionada** Proceso en el que se aprovechan las diferencias de solubilidad de dos solutos en un mismo disolvente en relación a la temperatura para cristalizarlos por separado. Así, el $CuSO_4$ incrementa de forma exponencial su solubilidad en agua, mientras que el KNO_3 sólo lo hace proporcionalmente. Para más efectividad se deben realizar varias cristalizaciones sucesivas y aprovechar que las aguas madres cada vez contienen más proporción en un componente que en el otro.

  ⇨ SOLUBILIDAD

cristalografía Ciencia que estudia los cristales, sus formas y sus propiedades. Establece la relación entre la forma geométrica y la estructura interna de los átomos o moléculas constituyentes de la sustancia.

⇨ CRISTAL

crítica, presión ⇨ LICUACIÓN

crítica, temperatura ⇨ TEMPERATURA CRÍTICA

crítico, estado ⇨ ESTADO

crítico, volumen ⇨ GAS

cromatografía Conjunto de técnicas de separación de los compo-

nentes de una mezcla en una disolución, basadas en las diferentes velocidades con las que se mueven los componentes de la mezcla a través de una sustancia o fase estacionaria. La fase estacionaria puede ser una sustancia sólida o líquida, y la fase móvil, líquida o gaseosa. El proceso de separación de los componentes de una muestra tiene lugar por elución, proceso inverso a la adsorción, siendo el eluyente la fase móvil. Las aplicaciones son numerosas: en análisis cualitativo, para separar el platino de una mezcla que contenga elementos similares, para separar el escandio de las tierras raras, el selenio del teluro, etc.

- **cromatografía de capa fina** Tipo de cromatografía en la que la fase estacionaria consiste en láminas finas de material muy adsorbente, como gel de sílice, dispuestas sobre una placa de vidrio.
- **cromatografía de gases** Tipo de cromatografía en la que la fase móvil es una mezcla de gases.
- **cromatografía de intercambio iónico** Tipo de cromatografía en la que se produce un intercambio de iones entre la fase sólida estacionaria y la fase móvil líquida.
- **cromatografía en columna** Tipo de cromatografía que emplea un tubo vertical de vidrio relleno de una sustancia insoluble, como alúmina o sílice, que actúa como fase estacionaria.
- **cromatografía de papel** Tipo de cromatografía que se realiza sobre una tira de papel adsorbente (de filtro) en la que la solución se mueve por capilaridad. El paso del disolvente distribuye las sustancias a lo largo del papel; éstas se separan por tener distinta adsorción en este disolvente.

¿SABÍAS QUE...? cromatografía de papel

La cromatografía de una tinta consiste en depositar una gota de tinta en medio de un papel de filtro, esperar a que se seque y añadirle una gota de disolvente; después de secarse los componentes de la mezcla se dispersan, lo que permite observar sus tonalidades de color. Si la tinta es de bolígrafo, se utiliza agua como disolvente; en cambio en la tinta de rotulador se usa alcohol.

cromo

cromo Elemento químico de símbolo Cr, perteneciente al grupo 6 de la tabla periódica, de número atómico 24 y masa atómica 51,996. Es un metal blanco azulado, duro, dúctil y quebradizo. Químicamente es un elemento poco reactivo. No reacciona en presencia de aire ni de agua; es atacado por algunos ácidos, pero con otros se pasiva. Forma un gran número de sales, los denominados *cromitos*, *cromatos* y *dicromatos*. Tiene cuatro isótopos estables o de vida media muy larga, de los cuales el Cr-52 es el más abundante; se conocen 20 radioisótopos. El cromo se utiliza principalmente para obtener aleaciones especiales, a las que dota de dureza, tenacidad y resistencia química. También se usa para dar protección electrolítica a otros metales (cromados).

- **cromo, compuestos de** Compuestos químicos que presentan cromo en su composición. Destacan los óxidos y los dicromatos de sodio y potasio. Existen varios óxidos, de los cuales los más importantes son el Cr_2O_3 y el CrO_3. El óxido de cromo (III), Cr_2O_3, es un sólido verde insoluble en agua que se utiliza en la industria del vidrio, como catalizador y en síntesis orgánica. El trióxido de cromo u óxido de cromo (VI), CrO_3, es un sólido rojo oscuro que se descompone al calentarlo. Se utiliza como inhibidor de la corrosión, como oxidante, en la conservación de la madera y en fotografía. El dicromato de sodio, $NaCr_2O_7$, es un sólido rojo o naranja bastante reactivo e inflamable que se utiliza en la fabricación de colorantes y pigmentos, catalizadores y en tratamientos anticorrosión. El dicromato potásico, $K_2Cr_2O_7$, es un sólido rojo-anaranjado que se utiliza como agente oxidante.

crudo Petróleo sin refinar, aquel que se extrae directamente del yacimiento. Está compuesto por una mezcla de hidrocarburos parafínicos y aromáticos.

cualitativo, análisis Rama de la química analítica que estudia la naturaleza de los componentes de una mezcla o de una sustancia. Se divide en análisis inorgánico y análisis orgánico. En el inorgánico, la técnica consiste en el reconocimiento de los cationes y aniones siguiendo unos mecanismos específicos, entre los que cabe señalar la formación de precipitados de un color característico usando unos agentes determinados. El análisis orgánico parte del reconocimiento de estructuras y grupos funcionales.

Ejemplo

El Ag^{+} da un precipitado blanco en contacto con una disolución de HCl, el AgCl, que permite su identificación; los iones Cu^{+2}, Pd^{+2}, Bi^{+3} tratados con H_2S dan precipitados insolubles de Me_2S_X y los iones alcalino-térreos dan precipitados blancos con el ion carbonato: $Me_2(CO_3)_x$. La formación selectiva de precipitados permite la separación e identificación de los cationes; así, una mezcla formada por Pb^{+2}, Fe^{+2} y Ba^{+2}, al añadir una solución de NaCl, precipita $PbCl_2$; si al filtrado que contiene Fe^{+2} y Ba^{+2}, se le añade Na_2S, precipita FeS; finalmente, el filtrado que sólo contiene Ba^{+2}, al añadir una solución de Na_2SO_4, precipita $BaSO_4$.

cuantitativo, análisis Rama de la química analítica que estudia la composición de una mezcla o de una sustancia. El resultado del análisis viene dado en % en masa, en volumen o en cantidades absolutas. Se pueden seguir varios métodos: gravimetría, formación de un precipitado y medida de su masa, volumetría, medidas de volumen, electrogravimetría, precipitación electrolítica de metales, etc.

⇨ ALCALIMETRÍA

cuanto Unidad más pequeña de energía de las radiaciones electromagnéticas emitidas o absorbidas, según la teoría de Planck. Toda la energía radiante es múltiplo del cuanto elemental; es decir, la energía radiante es discontinua. Los espectros atómicos se pueden explicar a partir de esta discontinuidad de la energía. En esencia, en un intercambio energético sólo son posibles unos valores de la energía, aquellos que son múltiplos enteros del cuanto elemental: $E_n = n \cdot h \cdot v$, donde n=1, 2, 3…, h es la constante de Planck y v es la frecuencia de la radiación.

cuarzo Mineral de fórmula SiO_2. Se presenta en forma de cristales de gran tamaño, prismáticos o romboédricos. El color varía según la variedad, desde incoloro (cuarzo de roca) o violeta (amatista) hasta rojo (jacinto de Compostela) u otros. Presenta un gran número de variedades, como el sílex, el ágata y el ónice. Es muy abundante en las rocas ígneas, metamórficas y sedimentarias; de hecho, es el mineral

más abundante de la corteza terrestre después de los feldespatos. Cristaliza en el sistema hexagonal, tiene una dureza de 7 y se caracteriza por presentar piezoelectricidad y piroelectricidad, además de ser transparente a la radiación ultravioleta. Se utiliza en la fabricación de instrumentos ópticos y de precisión, en la industria electrónica, en construcción y en la fabricación de cerámicas y elementos abrasivos.

cuproníquel Aleación de cobre y níquel con pequeñas cantidades de otros elementos. La proporción de níquel varía entre el 5 y cerca del 50 %. Se caracteriza por sus resistencias térmica y química y su tenacidad. Se utiliza en la acuñación de monedas y en la fabricación de aparatos de uso en ambientes marinos y de equipamiento científico.

curio Elemento químico de símbolo Cm, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 96. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza. Se presenta como un metal gris plateado con unas propiedades químicas similares a las de las tierras raras. Reacciona con el oxígeno atmosférico, con el agua y con los ácidos. Se conocen 21 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Cm-247, con una vida media de 15 600 000 años. Se utiliza principalmente para obtener elementos más pesados. Algunos isótopos se utilizan en la industria aeroespacial y en investigación astronómica.

Dd

dador de electrones Átomo de una sustancia que cede una pareja de electrones a otro para formar un enlace covalente coordinado. Es una base en la concepción de Lewis. Es el caso de NH_3, CN^{-1}, CO_3^{-2}.

dador de protones Sustancia que cede protones H^+ a otra, la base, que los capta. Es un ácido según la teoría de Brönsted y Lowry.

⇨ ÁCIDO

Dalton de las proporciones múltiples, ley de Ley formulada por Dalton en 1803. Establece que las cantidades variables de un mismo elemento que se unen con una cantidad fija de otro elemento para formar compuestos distintos están en relación de números enteros y sencillos.

Ejemplo

En los óxidos de nitrógeno, se puede observar que con 14 g de nitrógeno, las cantidades variables de oxígeno son proporcionales:

Compuesto	Masa de nitrógeno	Masa de oxígeno	Relación
N_2O	28/2 = 14	16/2 = 8	8/8 = 1
NO	14	16	16/8 = 2
N_2O_3	28/2 = 14	48/2 = 24	24/8 = 3
NO_2	14	32	32/8 = 4
N_2O_5	28/2 = 14	80/2 = 40	40/8 = 5

Ejercicio

4,3 g de cromo se combinan exactamente con 8,8 g de cloro; en otra experiencia 7,6 g de cromo se combinan con →

Dalton

10,4 g de cloro y dan un compuesto distinto al anterior. ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?

En primer lugar estableceremos como cantidad fija la del cloro de 8,8 g; por eso calcularemos los g de cromo que se combinan con 8,8 g de cloro y después compararemos entre sí:

$$8{,}8 \text{ g cloro} \times \frac{7{,}6 \text{ g cromo}}{10{,}4 \text{ g cloro}} = 6{,}43 \text{ g cloro}$$

$\frac{6{,}43}{4{,}3} = \frac{1{,}49}{1} \approx \frac{3{,}2}{2}$. Las cantidades variables de cromo están en relación 3-2; sí se cumple la ley de las proporciones múltiples. Son los óxidos Cr_2O_3 y CrO.

Dalton, teoría atómica de Teoría enunciada por Dalton en 1808 que se resume en cuatro postulados:

- La materia es discontinua y los elementos están constituidos por partículas indivisibles e indestructibles denominadas *átomos*.
- Todos los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y propiedades.
- Los átomos de distintos elementos tienen diferente masa y distintas propiedades.
- Los compuestos se forman por la unión de los átomos de los elementos constitutivos en una relación entera y sencilla en la que se obtiene un átomo-compuesto.

Esta teoría estableció las diferencias entre elemento y compuesto, entre átomo y molécula (átomo-compuesto, según Dalton), y entre sustancia pura y mezcla. También explicó diversas leyes experimentales y sentó las bases para el estudio del átomo en profundidad.

Daniell, pila Pila electroquímica reversible en la que el ánodo es una barra de cinc en contacto con una disolución de sulfato de cinc y el cátodo, una barra de cobre en contacto con una disolución de sulfato de cobre. Las dos disoluciones están separadas por medio de un puente salino de KCl en disolución o por un tabique poroso; las barras metálicas se conectan entre sí mediante un cable eléctrico. El valor de la f.e.m. de esta pila es de 1,10 V.

darmstadtio Elemento químico de símbolo Ds, perteneciente al grupo 10 de la tabla periódica, de número atómico 110. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza; se obtiene por bombardeo de núcleos de plomo con núcleos de níquel. No se conocen sus propiedades físicas y químicas, aunque se supone que es un metal gris plateado. Se han obtenido siete radioisótopos, de los cuales el más estable es el Ds-273, con una vida media de 170 milisegundos.

DDT Sigla de diclorodifeniltricloroetano, insecticida muy eficaz con toxicidad relativamente baja frente al hombre. Se utilizó ampliamente en todo el mundo desde la década de 1940 hasta la de 1970, cuando fue prohibido en muchos países debido a que se acumula y persiste en el tejido graso de los animales. La cadena alimentaria de los animales pequeños puede ser un punto de acumulación de cantidades tóxicas de este compuesto.

¿SABÍAS QUE...? DDT

La primera aplicación masiva del DDT fue en Nápoles, en 1944, para acabar con una infección de tifus causada por los piojos. El éxito fue total.

De Broglie, hipótesis de Hipótesis enunciada por De Broglie en 1923 que indica que el electrón, y en general cualquier partícula elemental, además de tener carácter corpuscular, describe un movimiento ondulatorio; es lo que se denomina dualidad *onda-partícula*. Por tanto, la hipótesis afirma que cualquier partícula en movimiento tiene asociada una onda, cuya longitud de onda o frecuencia se puede calcular utilizando las ecuaciones de Planck y la de Einstein:

ecuación de Einstein: $E = m \cdot c^2$

ecuación de Planck: $E = h \cdot \nu$

igualando y despejando: $m \cdot c^2 = h \cdot \nu$; $\nu = \dfrac{m \cdot c^2}{h}$;

como $\lambda \cdot \nu = c$; $\lambda = \dfrac{h}{m \cdot c}$

decantación

La hipótesis fue confirmada por el descubrimiento de la difracción del electrón.

Ejercicio

Calcula la longitud de onda de un electrón que se mueve a 200 000 km/s.

Masa del electrón: $m = 9 \cdot 10^{-28}\ g = 9 \cdot 10^{-31}$ kg

Constante de Planck: $h = 6{,}6 \cdot 10^{-34}$ J · s

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6{,}6 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s}{9{,}1 \cdot 10^{-31}\ kg \times 2 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}} =$$

$$= 3{,}63 \cdot 10^{-12}\ m; = 0{,}036\ Å$$

Calcula la longitud de onda asociada a una pelota de tenis de 50 g de masa que se mueve a 180 km/h.

Cambio de unidades: $v = 180 \frac{km}{h} \times \frac{10^3\ m}{1\ km} \times \frac{1\ h}{3600\ s} = 50\ m \cdot s^{-1}$

y aplicando la ecuación de De Broglie: $\lambda = \frac{h}{m \cdot v} =$

$$= \frac{6{,}6 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s}{0{,}05\ kg \cdot 50\ m \cdot s^{-1}} = 2{,}64 \cdot 10^{-34}\ m$$

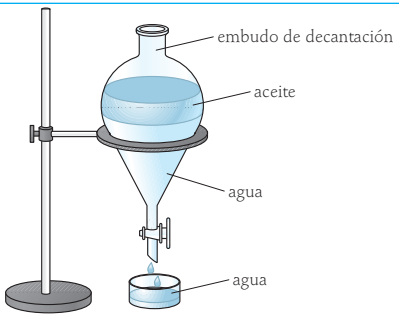
El valor es tan pequeño que la onda es inapreciable.

decantación Método de separación de líquidos inmiscibles basado en la diferencia de densidades. En un embudo de decantación, el líquido más denso, situado en la zona inferior, se deja fluir libremente gracias a la apertura de una llave que se cierra cuando en el embudo queda únicamente el líquido menos denso. La decantación se verifica también con suspensiones o precipitados que tienden a sedimentarse en la parte inferior del recipiente; en este caso existe un único líquido, pero con una densidad no uniforme.

Ejemplo

El agua y el aceite se pueden separar a través con un embudo de decantación.

→



delicuescencia Propiedad que presentan algunas sustancias muy solubles en agua de absorber agua del aire ambiental. Esto sucede si la presión del vapor de la disolución formada con la sustancia es más pequeña que la presión del vapor del agua presente en la atmósfera. La disolución tiende a concentrarse hasta que la presión del vapor de la disolución sea igual a la presión parcial del vapor de agua en el aire.

Ejemplo

Son delicuescentes el hidróxido de sodio, NaOH; el cloruro de calcio, $CaCl_2$, y el cloruro de magnesio, $MgCl_2$.

¿SABÍAS QUE...? delicuescencia

El cloruro de sodio no es delicuescente, pero la sal común, que contiene $MgCl_2$, sí lo es; ello explica que la sal se apelmace en lugares húmedos.

densidad Masa de una sustancia por unidad de volumen. En el Sistema Internacional, sus unidades son $kg \cdot m^{-3}$.

- **densidad de carga** Probabilidad de encontrar el electrón en una zona determinada del átomo. Cuanta mayor sea la densidad de carga, mayor será la probabilidad de encontrar el electrón.
- **densidad relativa** Densidad de una sustancia comparada con el va-

desactivación

lor de otra que se toma como referencia, como el agua o el aire seco en la medición de gases. La densidad relativa se emplea en la determinación de masas moleculares de sustancias gaseosas, utilizando el principio de Avogadro y midiendo las masas de ambos gases colocados en un recipiente de igual volumen:

$$d_{gas/H_2} = \frac{d_{gas}}{d_{H_2}} = \frac{m_{gas}/V}{m_{H_2}/V} = \frac{m_{gas}}{m_{H_2}} = \frac{M_{m\,gas} \cdot N}{M_{H_2} \cdot N} = \frac{M_{m\,gas}}{M_{H_2}}$$

Al ocupar el mismo volumen, *V*, el número de moléculas de los dos gases es el mismo, *N*. Simplificando y despejando, se obtiene: $M_{m\,gas} = d_{gas/H_2} \cdot M_{H_2}$, donde la masa molecular del hidrógeno es 2 y la densidad relativa, el dato obtenido experimentalmente.

Ejercicio

Calcula la densidad relativa del oxígeno respecto del hidrógeno si los dos gases se han medido en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Aplicando el principio de Avogadro, 1 mol de H_2 y 1 mol de O_2 ocupan el mismo volumen, *V,* y por tanto tienen el mismo número de moléculas, *N*:

$$d_{O_2/H_2} = \frac{m_{O_2}/V}{m_{H_2}/V} = \frac{M_{m\,O_2} \cdot N}{M_{m\,H_2} \cdot N} = \frac{32}{2} = 16$$

desactivación Proceso por el que una sustancia química disminuye o pierde del todo su capacidad de reacción. Esto ocurre con muchos catalizadores, que se envenenan.

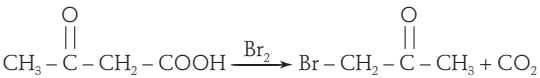
desalinización Proceso de eliminación parcial o total de las sales que contiene el agua del mar. Los métodos que permiten la desalinización son la evaporación, la extracción y la ósmosis inversa, entre otros, aunque los costes económicos y energéticos son altos.

descarboxilación Reacción en la que un ácido carboxílico pierde una molécula de dióxido de carbono. Este proceso es exotérmico; sin em-

bargo, para la mayoría de los ácidos carboxílicos simples, la energía de activación es tan grande que la reacción no se produce. No obstante, si existe un grupo carbonilo en la posición β respecto al grupo carboxilo, la descarboxilación ocurre con facilidad al calentarlo suavemente.

Ejemplo

La descarboxilación del ácido acetoacético en presencia de bromo conduce a la formación de 1-bromo-2-propanona.



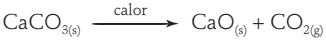
descenso de la presión de vapor ⇨ PRESIÓN DE VAPOR

descenso del punto de congelación ⇨ CRIOSCÓPICO, DESCENSO

descomposición Reacción química consistente en la obtención de dos o más sustancias a partir de un compuesto determinado. El proceso requiere absorción de energía calorífica; es decir, las reacciones de descomposición son endotérmicas.

Ejemplo

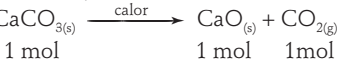
Carbonato de calcio + calor = óxido de calcio + dióxido de carbono:



Ejercicio

Calcula la cantidad de óxido de calcio que se puede obtener si calentamos 200 g de carbonato de calcio y dejamos que se descompongan totalmente. Si se recoge el gas en condiciones normales, calcula el volumen obtenido.

Se han de calcular los moles de carbonato de calcio y establecer la relación con los productos:



→

deshidratación

y con factores de conversión:

$$200\ g\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100\ g\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ mol\ CaO}{1\ mol\ CaCO_3} \cdot \frac{56\ g\ CaO}{1\ mol} =$$

$$= 112\ g\ CaO$$

Volumen obtenido:

$$200\ g\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100\ g\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CaCO_3} \cdot \frac{22{,}4\ dm^3}{1\ mol} =$$

$$= 44{,}8\ dm^3 \text{ de } CO_2$$

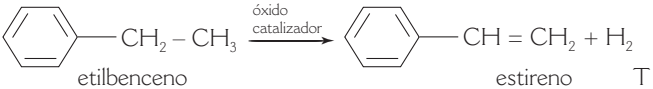
deshidratación **1** Reacción de eliminación de agua en una molécula. **2** Reacción química en la que un compuesto pierde hidrógeno y oxígeno en una proporción 2/1.

Ejemplo

Si se hace pasar etanol por piedra pómez caliente, se produce su deshidratación y da eteno:

$$C_2H_5OH - H_2O \longrightarrow CH_2 = CH_2$$

deshidrogenación Reacción que comporta la pérdida de hidrógeno. Se lleva a cabo a temperaturas elevadas y en presencia de catalizadores. La deshidrogenación más importante es la de los alcanos.



También se usa en conversión de alcoholes en aldehídos o cetonas. Algunas deshidrogenaciones, como la formación de sistemas aromáticos estables, no necesitan temperaturas muy elevadas.

desintegración ➪ RADIACTIVIDAD

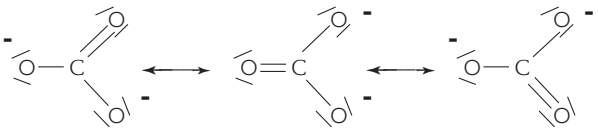
deslocalización Situación en la que un par de electrones de un enlace covalente no se puede asociar a una zona determinada del enlace, sino que fluctúa entre varias zonas posibles. Esto sucede en la formación de

dobles enlaces conjugados tipo π; la estructura es un híbrido de resonancia entre las diversas formas posibles, con energías y longitudes de enlace intermedias entre un enlace simple y uno doble. La estabilidad de esta molécula se debe a la energía extra, denominada *energía de deslocalización*.

➪ BENCENO; RESONANCIA

Ejemplo

- Hidrocarburos insaturados con dobles enlaces conjugados: en el butadieno, $CH_2 = CH - CH = CH_2$, el segundo carbono puede formar un enlace π, o bien con el primer carbono, o bien con el tercer carbono; otra forma posible: $^{-1}CH - CH = CH - CH^{-1}$
- Hidrocarburos aromáticos: el benceno es tan estable que sus dobles enlaces no presentan reacciones de adición.
- La conductividad del grafito se explica por la deslocalización de sus infinitos enlaces π entre orbitales p puros que contienen un electrón a lo largo de los átomos de carbono dispuestos en un plano.
- El ion carbonato, CO_3^{-2}, presenta un doble enlace C=O deslocalizado, de modo que pueden obtenerse tres formas posibles:



- También la conductividad de los metales se explica por la total deslocalización de los electrones de la última capa, que tiene lugar en todo el ámbito espacial.

desnaturalización Proceso que consiste en el despliegue de la estructura plegada de las proteínas, con lo que éstas pierden su actividad biológica. La desnaturalización se consigue sometiendo las proteínas a pH extremos o a temperaturas elevadas. Parece ser que los enlaces peptídicos no se ven alterados y que, por tanto, la estructura primaria no se modifica.

desplazamiento

desplazamiento, reacción de Reacción química consistente en que uno de los elementos de un compuesto es sustituido por otro. Las reacciones de corrosión de los metales por ácidos son reacciones de desplazamiento del hidrógeno del ácido por el metal. Desde el punto de vista de la reactividad química, son reacciones de oxidación-reducción.

Ejemplo

cinc + ácido clorhídrico = cloruro de cinc + hidrógeno (en forma de gas):

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(dis)} \rightarrow ZnCl_{2(dis)} + H_{2(g)}$$

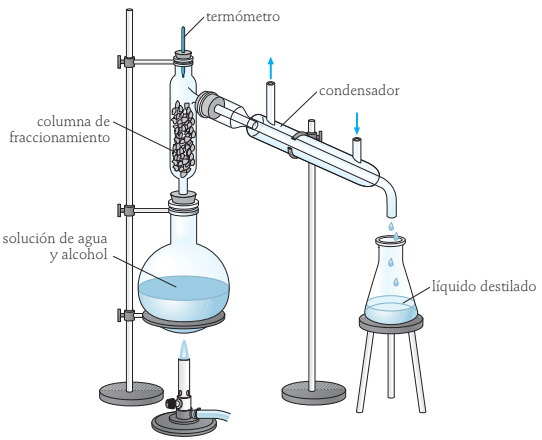
(El cinc se oxida a catión Zn^{+2} y el catión H^{+} se reduce a H^{2}.)

sulfato de cobre + cinc = sulfato de cinc + cobre:

$$CuSO_{4(dis)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnSO_{4(dis)} + Cu_{(s)}$$

(El cinc se oxida y el catión Cu^{+2} se reduce.)

destilación Método de separación de disoluciones líquidas consistente en dos cambios de estado consecutivos: primero, la evaporación de la sustancia que tiene un menor punto de ebullición, y, después, la condensación de este vapor en un recipiente separado. La destilación se utiliza para purificar un líquido o para separar los componentes de mezclas. En la separación de líquidos es preferible la destilación fraccionada.

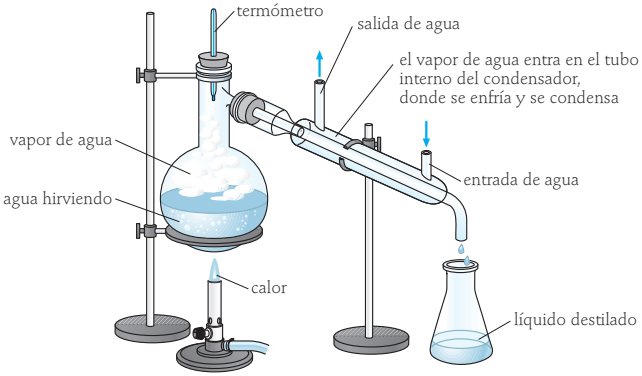


Elementos necesarios para llevar a cabo el proceso de destilación.

Ejemplo

Si se dispone de una disolución de sales en agua, la destilación permite la recuperación del agua en un vaso; en el matraz de la mezcla inicial aparecerá al final un residuo sólido de las sales.

- **destilación fraccionada** Separación de una mezcla de dos o más líquidos que tienen puntos de ebullición próximos entre sí. Esta separación tiene lugar en un aparato que contiene una columna vertical de fraccionamiento con mucha superficie de contacto para la condensación de los vapores del líquido evaporado. El líquido de punto de ebullición más bajo destilará el primero y a continuación los otros, en orden creciente de puntos de ebullición.



Esquema del proceso de destilación fraccionada.

Ejemplo

La destilación fraccionada es la base de obtención de los derivados del petróleo: gasolina, gasoil, fuel-oil, etc.

detergente Producto químico que se caracteriza por la propiedad de modificar la tensión superficial del agua, con lo cual la disolución adquiere la capacidad emulsionante necesaria para producir el efecto

limpiador deseado. Los detergentes más utilizados son las sales de ácidos sulfónicos (detergentes aniónicos). También se utilizan detergentes catiónicos, que se basan en estructuras de sal de amonio cuaternario y son muy utilizados como suavizantes de tejidos. Los polialcoholes y poliésteres encuentran aplicación como detergentes neutros.

$CH_3\,(CH_2)_9\,C_6H_4\,S\,O_3^-\,Na^+$
p-decilbencenosulfonato sódico
detergente aniónico

$(n\text{-}\,C_{18}H_{37})_2\,N^+\,(CH_3)_2\,Cl^-$
cloruro de N,N-dimetil-N,N-dioctadecilamonio
detergente catiónico

deuterio Isótopo del hidrógeno cuyo núcleo atómico consta de un protón y de un neutrón. También es denominado *hidrógeno pesado* y se simboliza como D. Representa el 0,015 % del hidrógeno total. Las propiedades químicas del deuterio son las mismas que las del hidrógeno normal, pero algunas de sus propiedades físicas difieren. Por ejemplo, la masa de un átomo de deuterio es casi el doble que la de un átomo de hidrógeno. El deuterio se utiliza en la fabricación de bombas de hidrógeno y en reactores de fusión nuclear.

deuterón Partícula formada por un protón y un neutrón. Se corresponde con el núcleo del átomo de deuterio.

Dewar, vaso Recipiente aislado térmicamente que consta de una doble pared para evitar pérdidas de calor por conducción y por convección. Tiene una superficie interna plateada para evitar las pérdidas o absorciones por radiación. Se denomina también *termo* y, en esencia, es un calorímetro.

➪ CALORÍMETRO

Ejemplo

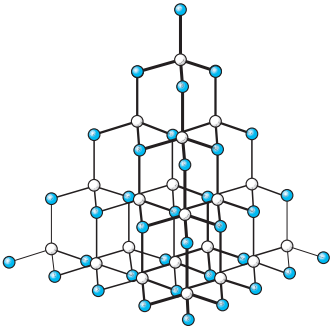
El aire líquido, aunque volátil, puede permanecer en un vaso Dewar abierto incluso durante horas a una temperatura constante de –90 °C gracias a la doble pared del vaso.

diálisis Proceso de separación de los solutos en una disolución según su velocidad de difusión a través de una membrana semipermeable. La diálisis permite, por ejemplo, purificar las soluciones de proteínas y

otros biopolímeros eliminando las sustancias de poco peso molecular. Ésta es la base de la hemodiálisis, en la que las sustancias nocivas contenidas en exceso en la sangre se separan por difusión a través de una membrana semipermeable.

diamagnetismo Propiedad de aquellas sustancias o materiales en los que la presencia de un campo magnético externo induce un momento dipolar magnético de los átomos, muy débil y de sentido contrario al del campo externo. Se debe a un cambio en el movimiento de los electrones al aplicarse un campo magnético externo. La permeabilidad magnética conseguida es menor que la unidad. Son diamagnéticos el bismuto, el cobre y el oro.

diamante Mineral formado por carbono perteneciente al grupo de los elementos nativos. Se presenta en forma de cristales octaédricos (más raramente cúbicos o dodecaédricos), incoloros o amarillentos, aunque también se encuentran variedades rojas, verdes, azules y negras. Cristaliza en el sistema cúbico y tiene una dureza de 10, por lo que es el mineral más duro que se conoce.



Estructura cristalina del diamante.

Es prácticamente inerte frente a los ataques químicos. Debería transformarse espontáneamente en grafito, aunque la velocidad del cambio es muy lenta. Se utiliza en joyería, en herramientas de corte y como abrasivo.

diatómica, molécula ⇨ MOLÉCULA

dicloro, óxido de ⇨ CLORO, ÓXIDOS DE

dietiléter Líquido incoloro y muy volátil de fórmula $CH_3 - CH_2 - O -$

difracción

– CH_2 – CH_3. Es inflamable y sus vapores mezclados con el aire pueden explotar. Ha sido muy utilizado en anestesia general. Es fácil de administrar y produce una relajación muscular excelente. Además, apenas modifica el pulso, la respiración y la presión arterial. Sin embargo, irrita los conductos respiratorios y produce vómitos.

difracción Fenómeno de dispersión de un frente de ondas a través de una obertura o un obstáculo cuyas dimensiones son iguales o menores que la longitud de onda del frente de ondas incidente. Esta obertura u obstáculo se convierte en un nuevo foco emisor que modifica su dirección de propagación. Se puede conseguir difracción con partículas elementales, como el electrón, debido al comportamiento ondulatorio de estas partículas según la hipótesis de De Broglie. Usando la difracción es posible analizar la estructura cristalina.

¿SABÍAS QUE...? difracción

Los microscopios electrónicos de gran capacidad de refracción y difracción proporcionan puntos muy próximos entre sí, con lo que la imagen es más nítida.

difusión Movimiento originado entre las partículas en el interior de una mezcla de gases o de una disolución líquida tendente a conseguir una composición homogénea y uniforme en todo el sistema. Se realiza un transporte de materia desde las zonas de mayor a las de menor concentración. Los gases se difunden muy rápidamente, mientras que la velocidad en los sólidos es infinitamente lenta.

- **difusión, ley de Graham de la** Ley que indica que la velocidad de difusión de un gas a través de un tabique poroso es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad: $v = \frac{1}{\sqrt{d}}$. Se pueden comparar los gases midiendo sus diferentes velocidades de difusión: $\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{d_2}}{\sqrt{d_1}}$. Dado que la densidad es proporcional a la masa molecular del gas: $\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{M_{m2}}}{\sqrt{M_{m1}}}$.

Ejemplo

Esta ley se aplica en la separación de coloides de disoluciones, al tener cada uno de sus componentes velocidades de difusión distintas. Así, la albúmina y la gelatina se difunden muy lentamente y no son capaces de pasar por una membrana de diálisis, mientras que las sales y los ácidos sí pueden hacerlo (ya que su masa molecular es mucho más pequeña).

FÍJATE BIEN difusión, ley de Graham de la

El método de la difusión sirvió para separar el hidrógeno de su isótopo, el deuterio. Si se abre un frasco de colonia, el olor se difunde rápidamente. Las infusiones se preparan con agua caliente porque así la difusión de las partículas sólidas es más rápida.

dihidrato Compuesto que contiene dos moléculas de agua en su estructura cristalina.

dilución Proceso por el que se aumenta la proporción de disolvente respecto del soluto, de manera que la concentración disminuye. Representa el inverso de la concentración molar e indica el volumen que contiene un mol de soluto.

- **dilución infinita** Situación en la que la cantidad de disolvente es tan grande respecto del soluto que su concentración es nula. La conductividad molar alcanza sus valores máximos; se simboliza por ∞, la conductividad molar a dilución infinita.

dímero Molécula doble resultante de la combinación química entre dos moléculas de la misma sustancia.

Ejemplo

El tricloruro de aluminio, $AlCl_3$, se presenta a bajas temperaturas en forma dímera como Al_2Cl_6.

dinamita

dinamita Explosivo a base de nitroglicerina obtenido por absorción de ésta en sustancias capaces de retenerla, lo que la hacen menos peligrosa para la manipulación y el transporte. Según su base de absorción, existe la dinamita de base inerte (en la que la base es tierra de diatomeas o carbonato de magnesio, que no intervienen en la reacción), la dinamita de base activa (con serraduras o harinas vegetales) y la dinamita de base explosiva (el absorbente es nitrocelulosa).

> **¿SABÍAS QUE...?** dinamita
>
> La dinamita fue ideada por el químico sueco Alfred Nobel en 1866. La obtuvo absorbiendo la nitroglicerina (descubierta por Ascanio Sobrero en 1847) en una masa de tierra de diatomeas; de esta forma consiguió su estabilización.

dinitrógeno, óxido de ⇨ NITRÓGENO, ÓXIDOS DE

dinitrógeno, tetraóxido de ⇨ NITRÓGENO, ÓXIDOS DE

dipolo ⇨ MOLÉCULA

diprótico, ácido Ácido que tiene dos cationes hidrógeno disponibles para ser cedidos.

> ***Ejemplo***
>
> Son ácidos dipróticos el ácido sulfúrico, H_2SO_4, el ácido sulfhídrico, H_2S, el ácido carbónico, H_2CO_3, etc. Las sales obtenidas con tan sólo un hidrógeno sustituido se llaman *sales ácidas*, como $NaHSO_4$.

disacárido Molécula que consta de dos monosacáridos unidos por un enlace glucosídico. La sacarosa, la lactosa y la maltosa son disacáridos muy abundantes en la naturaleza.

dismutación Reacción química consistente en dividir un compuesto en otros más simples. En general se trata de reacciones de autooxidación-reducción.

Ejemplo

El grupo peroxo (número de oxidación del oxígeno –1) se dismuta en agua (nº de oxidación –2) y oxígeno molecular (nº de oxidación 0): $H_2O_2 \rightarrow H_2O + {}^1/_2O_2$
Los aldehídos se pueden transformar en alcoholes y ácidos carboxilícos.

disociación Reacción química consistente en dividir una molécula en fragmentos más simples. Se pueden considerar tres casos distintos:
- Fotoquímica: cuando se produce gracias a las radiaciones electromagnéticas.
- Iónica: cuando un compuesto iónico o covalente polar se disocia en los iones correspondientes. Si la disociación es total, el compuesto se llama *electrólito fuerte*; en cambio, si es parcial, se le llama *electrólito débil*.
- Térmica: se produce por efecto del calor.

⇨ IONIZACIÓN

Ejemplo

Disociación fotoquímica de la molécula de cloro en átomos de cloro: $Cl_2 \rightarrow 2\ Cl$.
Disociación iónica del cianuro de hidrógeno en agua:
$HCN \leftrightarrow CN^{-1} + H_3O^+$.
Disociación térmica del pentacloruro de fósforo:
$PCl_5 \leftrightarrow PCl_3 + Cl_2$.

• disociación, calor de ⇨ ENERGÍA DE DISOCIACIÓN

disolución Mezcla homogénea de dos o más sustancias, con composición variable hasta un cierto límite y fácilmente separable en sus componentes. Las propiedades de las disoluciones dependen de sus componentes. Aunque las disoluciones pueden presentarse en estado sólido, líquido o gaseoso, generalmente el concepto está asociado a las mezclas homogéneas liquidas, aquellas en las que un sólido, líquido o

disolución

gas, el soluto, se disuelve en un líquido, el disolvente. Para conocer cuantitativamente la relación entre soluto y disolvente se utiliza la concentración.

Ejemplo

El agua del mar contiene sales diversas disueltas en agua.
El alcohol comercial es etanol disuelto en agua.
Las bebidas carbónicas contienen dióxido de carbono disuelto en agua.

¿SABÍAS QUE...? disolución

El mar Muerto se denomina así porque en él la fauna marina tiene difícil existencia; esto se debe a la gran concentración de sales disueltas que contiene el agua. El agua se evapora rápidamente por las altas temperaturas existentes, lo que le confiere un alta densidad y hace que los cuerpos floten.

- **disolución, calor de** ⇨ CALOR DE DISOLUCIÓN
- **disolución concentrada** Disolución que contiene una gran cantidad de soluto respecto del disolvente.

Ejemplo

El alcohol comercial del 96 % es una disolución concentrada: de un total de 100 partes, 96 son de alcohol.

- **disolución diluida** Disolución que contiene poca cantidad de soluto respecto del disolvente. La conductividad de una disolución aumenta cuanto más diluida sea ésta.
- **disolución no acuosa** Disolución en la que el disolvente no es el agua. Es el caso en que se usan disolventes orgánicos como el aguarrás o polares como el amoníaco.
- **disolución reguladora** Disolución que provoca que los cambios en el

valor del pH sean muy pequeños. También se le llama *disolución tampón*. Está formada por un ácido o una base débil y una sal del mismo. Es de gran importancia para conservar inalterable el pH de líquidos que por adición accidental o por desgaste temporal dejan de ser útiles. El pH viene determinado por la reacción de disociación del ácido o de la base: $K_a = \frac{[A^{-1}] \cdot [H^+]}{[AH]}$. Si las concentraciones $[A^-] = [AH]$, se deduce que $K_a = [H^+]$; por eso el pH depende de la fortaleza del ácido, o sea, de su K_a. En cada disolución se ha de buscar el par ácido-base idóneo, es decir, el que tenga pH similar a la disolución que se ha de regular.

Ejemplo

Son disoluciones reguladoras: $CH_3 - COOH$ y $NaCH_3 - COO$, de pH ácido, y NH_3 y NH_4Cl, de pH básico. Su funcionamiento está relacionado con sus constantes. Veamos el ejemplo del ácido acético: $K_a = \frac{[CH_3COO^{-1}] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; al ser iguales las concentraciones del ácido y la base conjugada, $K_a = [H^+]$, de donde el pH = $-\log [H^+] = -\log [1{,}8 \cdot 10^{-5}] = 4{,}74$.

Ejercicio

Calcula el pH de un 1 litro de una disolución de pH = 4,75 si se añade 1 litro de HCl 0,2 M, en dos situaciones:

- sin disolución reguladora;
- si contiene una disolución reguladora formada por 1 mol de ácido acético y 1 mol de acetato de sodio.

El HCl es un ácido fuerte y por tanto $[HCl] = [H^+] = 0{,}2$ M, pero como el volumen total es de 2 litros: $[H^+] = \frac{0{,}2 \text{ moles}}{2 \text{ litros}} =$ $= 0{,}1$ M, y el pH = $-\log[H^+] = 1$.

Como el volumen de ácido es muy grande, la influencia es enorme. El pH resultante se obtiene del logaritmo de la suma de las concentraciones de H^+, pero claramente se ve que el →

disolución

pH = 1 es muy superior al pH = 4,75 de la solución inicial: ($\approx 10^{-1} + \approx 10^{-5} = 10^{-1}$); por tanto, el resultado final es pH = 1.

– La constante de disociación del ácido acético es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^{-1}] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}; \quad [H^+] = K_a \cdot \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]};$$

las concentraciones son 0,5 M, ya que un mol dividido entre 2 litros = 0, 5 M. Como se introduce 0,2 mol/l de HCl pero el volumen es de 2 litros, total: $[H^+] = 0,1$ M. Estos iones H^+ reaccionan con la parte básica de la disolución reguladora; así se gasta una cantidad igual: $[H^+] = [CH_3COO^-] = 0,1$ M, y se forma ácido acético molecular, $[CH_3COOH] = 0,1$ M; es decir, desaparece 0,1 M de $[CH_3COO^-]$ y se forma 0,1 M de $[CH_3COOH]$. Esto afecta a la ecuación de la constante y al pH:

$$[H^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^{-1}]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \times \frac{0,5 + 0,1}{0,5 - 0,1} =$$

$$= 1,8 \cdot 10^{-5} \times \frac{0,6}{0,4} = 2,7 \cdot 10^{-5}$$

y $pH = -\log[H^+] = -\log 2,75 \cdot 10^{-5} = 4,56$

En definitiva, al inicio pH = 4,75 y al final pH = 4,56, por lo que se produce sólo un ligero descenso de la acidez en 0,19. Si en lugar de un ácido se añadiera una base, el resultado sería similar, pero con un incremento ligero de la basicidad.

¿SABÍAS QUE...? disolución reguladora

Las disoluciones reguladoras son de vital importancia en química y biología. Por ejemplo, la sangre tiene un pH = 7,4; un pequeño incremento de hasta 0,5 podría llegar a ser mortal.

- **disolución saturada** Disolución que ha alcanzado el máximo de soluto permitido en un disolvente a una temperatura determinada.

disolvente Sustancia que realiza el proceso de la disolución y generalmente se encuentra en mayor proporción. El estado físico resultante de la disolución coincide con el estado físico del disolvente. En algunas reacciones químicas, por ejemplo entre un ácido y un metal, el agente activo ataca disolviendo la sustancia sólida, por lo que recibe también el nombre de *disolvente*.

- **disolvente anfiprótico** Disolvente que puede actuar como dador o como receptor de protones. El agua y el alcohol son disolventes anfipróticos.
- **disolvente polar** Disolvente cuyas moléculas tienen una distribución de cargas asimétrica que presenta polaridad. En el proceso de disolución las moléculas se orientan electrostáticamente, rodeando a los cationes por su parte negativa y a los aniones por su parte positiva. Cuanto mayor sea su momento dipolar, más efectiva será la disolución. Los disolventes polares se utilizan con los solutos iónicos o covalentes polares.

> ***Ejemplo***
>
> El agua es el ejemplo más claro de disolvente polar. Su momento dipolar es grande, 1,84, debido a su pequeño tamaño y a su carga relativamente alta.

- **disolvente no polar** Sustancia líquida compuesta por moléculas no polares que se emplea como disolvente de solutos formados por moléculas no polares o de baja polaridad. Son generalmente compuestos orgánicos.

> ***Ejemplo***
>
> El benceno, C_6H_6; la acetona, $CH_3 - CO - CH_3$; el tetracloruro de carbono, CCl_4; el sulfuro de carbono, CS_2, o el aguarrás, entre otros, son disolventes no polares.

dispersión coloidal ⇨ COLOIDE

disprosio Elemento químico de símbolo Dy, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 66 y masa atómica 162,5. Se pre-

disulfúrico

senta como un metal gris plateado blando. Pasa de ferromagnético a antiferromagnético a 85 K; a temperaturas superiores a 178 K pasa a paramagnético. Es un elemento relativamente reactivo. Reacciona lentamente con el oxígeno atmosférico, y lo hace suavemente con el agua y los ácidos no oxidantes. Tiene siete isótopos estables, siendo el Dy-162 el más abundante; se conocen 27 radioisótopos. Se usa en la fabricación de láseres y tubos de imagen.

disulfúrico, ácido Oxoácido del azufre de fórmula $H_2S_2O_7$. Se presenta como un líquido aceitoso incoloro de olor característico. Es higroscópico y desprende humos corrosivos al calentarlo. Actúa como un oxidante fuerte. Se utiliza como deshidratante y en la obtención de colorantes.

Döbereiner, tríadas de Clasificación de los elementos químicos realizada en 1817 por J. W. Döbereiner, basada en la formación de grupos de tres elementos, las tríadas, con propiedades muy similares entre sí. La masa atómica así como otras propiedades del elemento medio correspondían aproximadamente al valor de la media aritmética de los otros dos. No fue efectivo, puesto que existía conexión entre las 20 tríadas que montó.

Ejemplo

Algunas tríadas que se constituyeron fueron el potasio, el rubidio y el cesio; el litio, el sodio y el potasio; el calcio, el estroncio y el bario, o el cloro, el bromo y el yodo.

doble descomposición, reacción de Reacción química en la que dos compuestos se intercambian mutuamente los elementos. Equivale a una doble sustitución. En determinados casos se produce porque alguno de los compuestos precipita.

Ejemplo

Nitrato de plata + ácido clorhídrico = cloruro de plata + ácido nítrico:

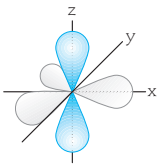
$$AgNO_{3(dis)} + HCl_{(dis)} \rightarrow AgCl_{(s)} + HNO_{3(dis)}$$

→

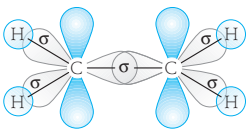
Carbonato de sodio + cloruro de calcio = cloruro de sodio + carbonato de calcio:

$$Na_2CO_{3(dis)} + CaCl_{2(dis)} \longrightarrow 2NaCl_{(dis)} + CaCO_{3(s)}$$

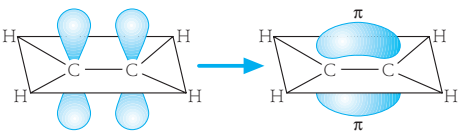
doble enlace Enlace entre dos átomos que comparten dos pares electrónicos. Existen dos formas de solapamiento entre los orbitales: frontal y lateral. En el frontal, los orbitales se solapan a lo largo de la línea que une los núcleos de los dos átomos; en ese caso se forma un enlace sigma (σ). En el lateral hay una región de alta densidad de carga electrónica por encima y por debajo del plano de los átomos y se forma un enlace pi (π).



el conjunto de orbitales $sp^2 + p$



enlaces sigma (σ)



En el caso de un doble enlace carbono-carbono, éste es plano y con un ángulo de enlace H – C – H de 120°. No tiene posibilidad de rotación para no reducir el solapamiento de los orbitales p. Un doble enlace carbono-carbono es más fuerte que uno simple y la longitud de enlace es menor.

Enlace	Longitud (Å)	Energía (kJ/mol)
C – C	1,54	350
C = C	1,53	613

dopamina

dopamina Neurotransmisor, precursor de la noradrenalina. Se sintetiza a partir de la tirosina en los terminales de los nervios simpáticos y en la médula suprarrenal.

¿SABÍAS QUE...? dopamina

Actualmente se cree que la dopamina está relacionada con la función motora, ya que en la enfermedad de Parkinson el contenido de dopamina es un 50 % superior al normal.

dualidad onda-partícula ⇨ De Broglie, hipótesis de

dubnio Elemento químico de símbolo Db, perteneciente al grupo 5 de la tabla periódica, de número atómico 105. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza. Se supone que es un metal gris plateado. Se conocen 12 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Db-262, con una vida media de 34 segundos. No tiene aplicaciones industriales.

¿SABÍAS QUE...? dubnio

Una parte de los elementos transuránicos fue obtenida de forma más o menos simultánea por científicos estadounidenses y soviéticos; no obstante, los descubrimientos de uno de los grupos no fueron aceptados por los del otro. En el caso del elemento 105, los soviéticos, que fueron los primeros en obtenerlo, lo nombraron originalmente *nielsbohrio*; los estadounidenses lo denominaron primero *joliotio* y luego *hahnio*; por su parte, la IUPAC intentó estandarizar los nombres y lo llamó *unnilpentio*. Hasta bastantes años después no fue aceptada de forma universal la prioridad soviética en el descubrimiento y el elemento recibió finalmente el nombre de *dubnio*.

Dulong y Petit, ley de Ley que indica que el producto de la capacidad calorífica específica de un elemento sólido multiplicado por su masa atómica es constante e igual a 6,3. Esta ley permite obtener masas atómicas de metales pesados, pero produce diferencias notables en los elementos ligeros.

Elemento	Masa atómica	Capacidad calorífica	$C \times M_{at} = 6,3$
Litio	6,9	0,92	6,35
Magnesio	24,3	0,25	6,07
Aluminio	27	0,21	5,67
Hierro	55,8	0,11	6,14
Berilio	9	0,39	3,51

Ejercicio

Si la capacidad calorífica del hierro es de 0,113 cal/g °C, calcula la masa atómica del hierro.

Utilizando la ley de Dulong y Petit:

$$C \cdot M_{at} = 6,3;\ M_{at} = \frac{6,3}{C} = \frac{6,3}{0,113} = 55,7$$

Dumas, método de Método utilizado en el cálculo de masas moleculares de sustancias en estado gaseoso o líquido volátil, basado en la medición de la densidad del vapor. Consiste en medir el volumen que una masa de gas conocida ocupa a una presión y temperatura determinadas; con estos datos se calcula la densidad del gas. A continuación se calcula la masa molar, es decir, la que ocuparía un volumen de 22,4 litros a la temperatura de 0 °C y presión de una atmósfera; esta masa corresponde a la masa molecular de la sustancia.

dureza del agua Propiedad que posee el agua debido a la presencia de iones calcio y magnesio, principalmente en forma de sulfatos e hidrogenocarbonatos. La dureza temporal, la del hidrogenocarbonato de calcio, se elimina por ebullición, ya que al calentarse se transforma en carbonato de calcio insoluble:

$$Ca(HCO_3)_{2(dis)} \xrightarrow{\text{calor}} CaCO_{3(s)} \downarrow + CO_{2(g)} \uparrow + H_2O_{(v)} \uparrow$$

dureza del agua

En cambio, la dureza permanente, la del sulfato de calcio y magnesio, no se elimina por ebullición y debe hacerse mediante intercambio iónico, sustituyendo los iones divalentes, Ca^{+2} y Mg^{+2}, por monovalentes, Na^{+} y K^{+}. La suma de las dos durezas se llama *dureza total*. El agua muy dura presenta el inconveniente de que después de hervida se forman incrustaciones de cal en los recipientes que la contienen. La eliminación de la dureza del agua se realiza mediante zeolitas o resinas intercambiadoras de iones.

Ee

ebullición Cambio de estado de líquido a gas que se produce a una temperatura determinada y en toda la masa del líquido; se dice que el líquido hierve. Esto sucede porque, al aumentar la temperatura, las partículas del líquido adquieren más energía cinética; llega un momento en que todas son capaces de romper las fuerzas de unión del estado líquido y pasar al estado gaseoso.

- **ebullición, punto de** Temperatura en la que la presión de vapor de un líquido es igual a la presión exterior ejercida sobre el líquido; en consecuencia, el líquido hierve. El punto de ebullición es una propiedad característica de cada sustancia.

> ***Ejemplo***
>
> A 1 atm de presión, el punto de ebullición del hidrógeno es de –253 °C; el del sulfuro de carbono, de 46 °C; el del agua, de 100 °C; el del azufre, de 445 °C, y el del hierro, de 2 850 °C.

ebulloscopía Técnica analítica que permite la determinación de masas moleculares de sustancias sólidas o líquidos no volátiles disueltos conocido el aumento del punto de ebullición de la disolución.

ebulloscópica, constante Constante de proporcionalidad entre el aumento del punto de ebullición de una disolución y su concentración molal; se denomina también *constante ebulloscópica molal*. Es una propiedad específica de cada disolvente y se simboliza por k_e.

> ***Ejemplo***
>
> La constante ebulloscópica del agua es de 0,52 k_e; la de la acetona, de 1,72 k_e, y la del benceno, de 2,53 k_e.

ebulloscópico

ebulloscópico, aumento Aumento del punto de ebullición que experimenta un disolvente cuando forma una disolución con un soluto no volátil. El soluto provoca que la presión de vapor del disolvente sea menor que el de la sustancia pura a la misma temperatura, por lo que el punto de ebullición aumenta. El ascenso ebulloscópico depende de la concentración molal, *m*, y de una constante propia de cada disolvente, k_e: $\Delta t^\circ = k_e \cdot m$. La aplicación experimental más importante es el cálculo de masas moleculares de solutos.

Ejercicio

El punto de ebullición de una disolución de 0,41 g de naftaleno en 27,4 g de cloroformo es de 61,75 °C y el del cloroformo puro es de 61,3 °C. Calcula la masa molecular del naftaleno. La constante molal del cloroformo es 3,86.

El aumento ebulloscópico es de: 61,75 °C – 61,3 °C = 0,45 °C;

sustituyendo: $\Delta t^\circ = k_e \cdot m$;

$$0{,}45 = 3{,}86 \times m; \quad m = \frac{0{,}45}{3{,}86} = 0{,}116 \text{ moles} \cdot \text{kg}^{-1}$$

$$\frac{1 \text{ kg cloroformo}}{0{,}116 \text{ moles naftaleno}} \times \frac{10^3 \text{ g cloroformo}}{1 \text{ kg cloroformo}} \times \frac{0{,}41 \text{ g naftaleno}}{27{,}4 \text{ g cloroformo}} =$$

$$= 128{,}9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ naftaleno}$$

ecuación de estado Ecuación analítica que relaciona las funciones y variables de estado de un gas o mezcla de gases (presión, volumen y temperatura). Son ecuaciones de estado la ecuación de los gases ideales, la de Van der Waals de los gases reales o la de la ley general de los gases ideales.

ecuación química Representación de una reacción química mediante símbolos y/o fórmulas que indican qué elementos y/o compuestos intervienen; también proporcionan información relativa a su estado. Los reactivos y productos están separados con flechas, una sola (→) si la reacción es irreversible o dos (⇄) si es reversible. Los coeficientes de la reacción muestran la proporcionalidad entre reactivos y productos, en masa o en volúmenes en caso de gases. Las ecuaciones también pueden incorporar información respecto de los cambios

energéticos, con signo negativo si son exotérmicas o positivo si son endotérmicas.

einstenio Elemento químico de símbolo Es, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 99. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza. Se presenta como un metal plateado muy volátil. Químicamente es bastante reactivo y similar al holmio. Es atacado por el oxígeno atmosférico, por el agua y por los ácidos. Se conocen 18 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Es-252, con una vida media de 471,7 días.

electroafinidad ⇨ AFINIDAD ELECTRÓNICA

electrodiálisis Diálisis realizada sobre una disolución que contiene iones que pueden ser eliminados mediante un campo eléctrico. La disolución se coloca en una célula electrolítica separada de los electrodos por unas membranas de diálisis y se añade agua pura a los otros lados de las membranas en contacto con los electrodos. Los iones se dirigen hacia los polos contrarios, de modo que se separan de la disolución.

electrodo Conductor eléctrico que suministra o atrae electrones a un medio. Existe una diferencia entre los electrodos de referencia y los electrodos de medida. En los primeros, el potencial debe ser constante e invariable respecto de la disolución presente, mientras que los segundos deben ser adecuados para medir los cambios que se produzcan en la disolución.

electroforesis Método de separación e identificación de partículas coloidales cargadas o iones en fase líquida, que bajo la acción de un campo eléctrico migran en bloque hacia los electrodos contrarios. El movimiento depende de dos factores: el tamaño de las partículas, que hace disminuir la velocidad, y la carga, que la incrementa. El sentido del movimiento se puede invertir si se modifica el pH; para evitarlo se utilizan soluciones tampón.

Ejemplo

Metales, sulfuros, colorantes ácidos y el almidón dispersos en un medio continuo se cargan negativamente y se dirigen al polo positivo. En cambio, óxidos, hidróxidos y colorantes básicos se cargan positivamente y se dirigen al polo negativo.

electrólisis

electrólisis Descomposición de un electrólito en disolución o fundido por acción de una corriente eléctrica continua, que induce reacciones de oxidación-reducción no espontáneas. La electrólisis se realiza en las células electrolíticas: en el ánodo se producen las reacciones de oxidación y en el cátodo, las de reducción.

Ejemplo

Cloruro de sodio fundido = cloro + sodio. En el cátodo se obtiene el sodio que se deposita sobre él y en el ánodo burbujea el gas cloro: $NaCl_{(l)} \rightarrow Na_{(s)} + {}^{1}/_{2}Cl_{2(g)}$.
Si el cloruro de sodio estuviese disuelto en agua, antes de reducirse el Na^+, se reduciría el H^+, ya que su potencial es 0 V y, en cambio, el del $Na^+/Na = -2{,}71$ V; esto quiere decir que se necesitan suministrar 2,71 V como mínimo.

electrólito Sustancia química que disuelta o fundida conduce la corriente eléctrica. Arrhenius afirmó que esto se debía a que los electrólitos están formados, total o parcialmente, por iones. Si la constante de ionización es pequeña ($k<10^{-2}$), se dice que el electrólito es *débil*; en caso contrario, se dice que es *fuerte*.

Ejemplo

Son electrólitos los óxidos y los hidruros metálicos, los hidróxidos, las sales y los ácidos disociables iónicamente.

electrón Partícula subatómica de carga negativa $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C y masa $9{,}1 \cdot 10^{-28}$ g. Los electrones se encuentran en movimiento en el átomo, distribuidos en niveles energéticos alrededor del núcleo atómico. Los más externos se llaman *electrones-valencia* porque de ellos dependen las propiedades del elemento y participan directamente de los enlaces que pueda realizar.

electronegativo Elemento químico que tiende a captar electrones y a formar iones negativos. Los halógenos son elementos típicamente electronegativos.

Ejemplo

El flúor es el elemento más electronegativo, con un valor de 4,0. El cesio, por el contrario, es el más electropositivo (0,7).

electrón-voltio Unidad de medida de la energía que equivale a la energía adquirida por un electrón sometido a una diferencia de potencial de un volt. Su símbolo es eV.
$1\ eV = W = Q_e \cdot \Delta V = 1{,}6 \cdot 10^{-19}\ C \cdot 1V = 1{,}6 \cdot 10^{-19}\ C \cdot 1\ J/C = 1{,}6 \cdot 10^{-19}\ J$

electropositivo Elemento químico que tiende a perder electrones y a formar iones positivos. Son electropositivos los metales alcalinos.

electroquímica Parte de la química que estudia las relaciones entre las reacciones químicas y la energía eléctrica que interviene en ellas. La electrólisis y las pilas son temas de estudio de la electroquímica.

elemento Sustancia que no puede dividirse en otras más simples por métodos químicos ordinarios. En un elemento, todos los átomos tienen el mismo número de protones o electrones, mientras que el número de neutrones puede variar.

eliminación, reacción de Reacción orgánica que consiste en la eliminación de moléculas pequeñas a partir de átomos o grupos de átomos situados en átomos de carbono contiguos dentro de la molécula de sustrato.

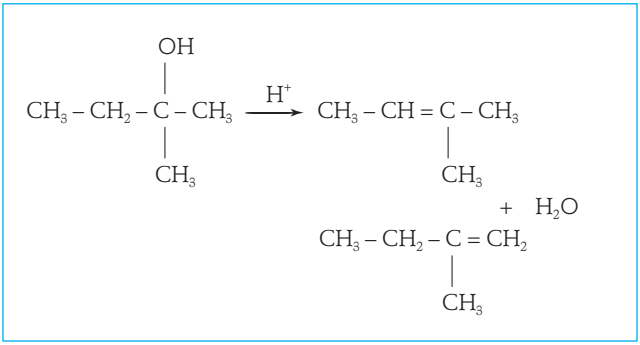
Ejemplo

El calentamiento de casi todos los alcoholes en un medio ácido fuerte les hace perder una molécula de agua y formar el alqueno correspondiente.

Ejercicio

Al reaccionar el 2-metil-2-butanol con ácido sulfúrico se produce una mezcla de alquenos. Escribe estos alquenos.

→



empírica, fórmula ⇨ FÓRMULA EMPÍRICA

emulsión Sistema disperso en un medio en el que las dos fases son líquidas. Es un tipo de dispersión coloidal. Una de las fases líquidas se dispone en forma de pequeñas gotas dispersas dentro de otra fase líquida. Tienden a separarse; para evitarlo se introducen agentes emulsionantes que estabilizan el coloide, lo que rebaja la tensión superficial entre los líquidos. Se pueden separar rápida y fácilmente por centrifugado, adición de un ácido o mediante un campo eléctrico. Son emulsiones, por ejemplo, la leche, la nata y la mayonesa.

enantiómero Isómero óptico que tiene el poder de desviar la luz polarizada un ángulo determinado. El isómero que desvía la luz a la derecha se llama *dextro* y el que la desvía a la izquierda *levo*.

⇨ ISOMERÍA

endotérmico, proceso Reacción o proceso químico que absorbe calor. Cuando la variación de entalpía es positiva, se ha producido un aumento del contenido energético.

energía Capacidad de un sistema de realizar un trabajo en forma de movimiento o de producir luz y calor. En sentido contrario, si se suministra trabajo a un cuerpo o se absorbe calor, dicho cuerpo lo almacena en forma de energía. Se mide en joules (J).

- **energía atómica** Energía liberada en una reacción nuclear. Se debe a la conversión de una masa en energía, según la ecuación de Einstein: $E=m \cdot c^2$.

Ejemplo

1 kg de uranio fisionado produce una energía del orden de $3{,}8 \cdot 10^{26}$ MeV, energía que equivale a la combustión de 2 500 toneladas de carbón o a la explosión de 3 000 kg de dinamita. Se puede calcular la pérdida de masa en 1 kg de uranio aplicando la ecuación de Einstein, ya que $1\ \text{MeV} = 10^6\ \text{eV} = 1{,}6 \cdot 10^{-13}\ \text{J}$, $E = 6{,}08 \cdot 10^{13}\ \text{J}$.

$$m = \frac{E}{c^2} = \frac{6{,}08 \cdot 10^{13}}{(3 \cdot 10^8)^2} = 6{,}7 \cdot 10^{-4}\ \text{kg} = 0{,}67\ \text{g}.$$

- **energía de activación** Barrera energética que deben superar los reactivos de una reacción química para obtener nuevos compuestos. Al principio se requiere absorber una cantidad de energía que servirá para debilitar los enlaces preexistentes; se forma así un complejo activado que posee un elevado valor energético y que, por tanto, es inestable y tiende a formas de menor energía. Esta energía absorbida se desprende una vez rotos los enlaces antiguos y creados los nuevos, de menor contenido energético.
- **energía de disociación** Energía necesaria para que un mol de un compuesto se disocie en elementos más simples. La disociación puede dar lugar a iones (energía de ionización) o bien a átomos (energía de disociación de enlace o energía de enlace).

➪ DISOCIACIÓN

- **energía de enlace** Energía que se desprende cuando se forma un mol de un compuesto gaseoso a partir de sus átomos libres y en estado gaseoso. Representa una medida de la fuerza del enlace. También se la denomina *entalpía de enlace* y se simboliza en condiciones estándar, 25 °C y 1 atm de presión por ΔH°_e. Sus valores son negativos, puesto que, una vez formado el enlace, el contenido energético es inferior al de los átomos libres. No todos los enlaces entre dos átomos determinados son iguales; por eso se utilizan energías medias de enlace.

Ejemplo

En los compuestos de carbono, la energía media de los enlaces C – C a 25 °C es de $-348\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; la del doble enlace C = C →

energía

es de –612 kJ · mol^{-1}, y la del triple enlace C ≡ C es de –837 kJ · · mol^{-1}.

$2\ Cl_{(g)} \rightarrow Cl_{2(g)};\ \Delta H_e^\circ = -242\ kJ \cdot mol^{-1}$

$C_{(g)} + 4H_{(g)} \rightarrow CH_{4(g)};\ \Delta H_f^\circ = -1\,652\ kJ \cdot mol^{-1}$. De la entalpía de formación del metano se obtiene la energía o entalpía de enlace. Puesto que en una molécula hay cuatro enlaces C – H, se ha de dividir por 4 el valor de la entalpía de formación: $\Delta H_e^\circ = \frac{\Delta H_f^\circ}{4} = -826\ kJ \cdot mol^{-1}$.

- **energía de enlace nuclear** Energía que se desprende cuando se forma el núcleo de un elemento a partir de sus partículas constituyentes. Esta energía es la causante de la estabilidad de los núcleos atómicos y de las altas energías obtenidas en las reacciones nucleares.
- **energía de hidratación** Energía que se desprende cuando un mol de un sólido iónico se disuelve en agua. En el proceso de disolución, las moléculas polares del disolvente atraen a los iones y rompen la unión de los iones del sólido. Esto ocurre cuando la energía de hidratación o solvatación supera o iguala a la energía reticular del soluto. A veces, la disolución tiene lugar aunque la energía de hidratación sea ligeramente menor que la energía reticular, ya que el aumento de entropía compensa la absorción de la energía que falta.
- **energía de ionización** Energía necesaria para formar un ion positivo a partir de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental. La energía de ionización correspondiente al primer electrón se denomina *primera energía de ionización*. Es una propiedad periódica que depende de la carga del ion (cuanta más carga, más energía de ionización), del tamaño del ion (cuanto más grande, menos energía de ionización) y del efecto pantalla de los electrones interiores.

Ejemplo

La variación de la primera energía de ionización (en kJ/mol) a lo largo del segundo período en algunas sustancias es: Li = 124,4; Be = 215,1; C = 259,6; N = 334,6; O = 314; F = 401,8; Ne = 497.

- **energía interna** Energía que posee un sistema en un estado determinado. No es posible obtener valores absolutos, pero sí sus variaciones: el calor a volumen constante equivale a la variación de energía interna del sistema, $Q_v = \Delta E$.
- **energía libre** ⇨ GIBBS, ENERGÍA LIBRE DE
- **energía reticular** Energía que se desprende cuando se forma un mol de un cristal iónico a partir de sus iones en estado gaseoso y suficientemente alejados unos de otros. Es una energía de tipo electrostático; su valor es directamente proporcional a la carga de los iones e inversamente proporcional a su tamaño. Las energías reticulares se pueden calcular aplicando el ciclo de Born-Haber.

enlace covalente Enlace en el que se produce la compartición de un par de electrones entre diferentes átomos. Así, una pareja de electrones compartida da lugar a un enlace simple; se pueden formar enlaces dobles por compartición de dos pares de electrones o enlaces triples por compartición de tres pares de electrones. Si el enlace se da entre átomos de diferentes elementos, la diferencia de electronegatividades provoca la formación de un dipolo. Cuando los enlaces se extienden en todo el espacio tridimensional se obtiene una macromolécula; esto ocurre con el diamante, el grafito y el cuarzo.

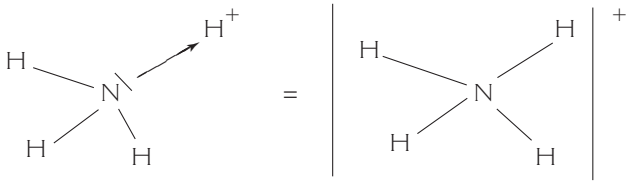
Ejemplo

Enlaces covalentes no polares: Cl – Cl, O = O, N ≡ N. Son gases.
Enlaces covalentes polares: HCl, H_20, NH_3. Son gases y líquidos.
Enlaces covalentes gigantes: C (diamante), C (grafito), SiO_2 (cuarzo). Son sólidos de elevados puntos de fusión y ebullición y gran dureza.

- **enlace covalente coordinado o dativo** Enlace covalente que une dos átomos mediante un par de electrones que proceden del mismo átomo. El átomo que cede electrones se denomina *donante* o *dador* y el que los capta, *aceptor*. El enlace se representa mediante una flecha (→). Se da en compuestos en los que el dador posee pares de electrones no compartidos (como sucede con el agua o el amoníaco) y el

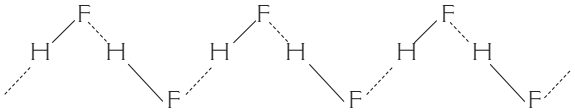
enlace de puente de hidrógeno

aceptor, cationes o átomos que tengan orbitales vacíos. Este enlace se da también en los compuestos de coordinación.
$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$; $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$.



Formación de un enlace covalente coordinado.

enlace de puente de hidrógeno Enlace intermolecular débil, formado entre un átomo de hidrógeno de una molécula polar y un átomo muy electronegativo que posee pares de electrones no compartidos de otra molécula del mismo tipo. Esto sólo sucede con el flúor, el nitrógeno y el oxígeno. Se representa por una línea discontinua ------. Se da en compuestos como HF, H_20 y NH_3.



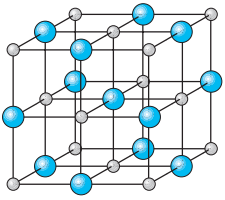
¿SABÍAS QUE...? enlace de puente de hidrógeno

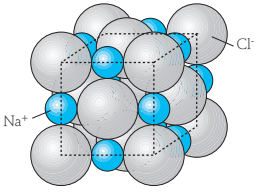
El enlace de puente de hidrógeno es el responsable de que el agua sea líquida a temperatura ambiente y, por tanto, de que exista vida en nuestro planeta.

enlace iónico Enlace formado entre un anión y un catión. Estos iones se atraen electrostáticamente, formando un enlace muy fuerte que se repite con los iones vecinos de forma indefinida. Por ello, el compuesto resultante es sólido, conductor de la electricidad, duro, frágil y puede disolverse en agua.

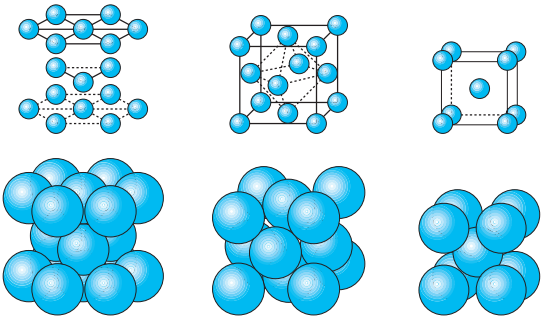
Ejemplo

El cloruro de sodio, NaCl, formado por el catión Na^+ y el anión Cl^-, forma una red cúbica en la que cada ion está rodeado de seis de signo contrario.





enlace metálico Enlace en el que todos los electrones que intervienen no están situados en zonas concretas, sino que se mueven libremente por una extensa región alrededor de restos positivos ordenados que se formaron al separarse de los átomos respectivos. Es un enlace deslocalizado. Estos electrones constituyen un fluido o gas electrónico que explica la elevada conductividad eléctrica de los metales. La unión de infinitos átomos a través de este fluido de electrones explica la formación de sólidos cristalinos de elevados puntos de fusión y ebullición. Las redes metálicas pueden tener empaquetamiento hexagonal, empaquetamiento cúbico centrado en las caras y empaquetamiento cúbico centrado en el cuerpo.



hexagonal

cúbico centrado en las caras

cúbico centrado en el cuerpo

enlace químico

enlace químico Unión entre átomos de las moléculas o agrupaciones atómicas que forman los compuestos químicos como resultado de la transferencia o la compartición de electrones. En las reacciones químicas se destruyen y se crean enlaces químicos. La naturaleza del enlace está basada en las fuerzas electrostáticas de atracción y de repulsión. Debido a esta dualidad de fuerzas, la situación más favorable se da a una distancia interatómica en donde domine la atracción y no la repulsión. El tipo de enlace depende de las electronegatividades de los elementos que intervienen. Si la unión se da entre un elemento muy electronegativo y otro electropositivo, el enlace será iónico; si las electronegatividades son altas y similares, el enlace será covalente; por último, si las electronegatividades son pequeñas, el enlace será metálico.

entalpía Función termodinámica de estado que mide el contenido calorífico de un sistema en el que las variaciones se producen a presión constante. Esto ocurre cuando las reacciones se realizan en un recipiente abierto; la presión es la atmosférica. La entalpía se simboliza por H. El calor desprendido o absorbido en una reacción es igual a su variación de entalpía, ΔH. Cuando la reacción tiene lugar entre sólidos y/o líquidos, la variación de volumen es muy pequeña, y la variación de entalpía es igual a la variación de energía interna. Si intervienen gases, los valores de variación de entalpía y de energía interna coincidirán siempre y cuando la variación de moles gaseosos de productos y reactivos sea 0. Se define entalpía 0 al contenido energético de un elemento en su estado fundamental, a 25 °C y 1 atm. Por eso, las entalpías de reacción son fácilmente calculables si se conocen las entalpías de formación.

- **entalpía de reacción normal o estándar** Calor de reacción a presión constante en condiciones normales.

➪ CALOR DE REACCIÓN; HESS, LEY DE

Ejercicio

Calcula la variación de entalpía de formación del CO sabiendo que la variación de energía interna a 25 °C y 1 atm es de –111,76 kJ/mol y que la disminución del volumen molar del carbono grafito es 5,3 cm^3/mol.

→

Reacción de formación del CO:
$C_{(graf)} + {}^{1}/_{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)}$; $\Delta E^{\circ}_{f} = -111{,}76$ kJ/mol
$\Delta P \cdot V_{(grafito)} = P \cdot \Delta V = 1{,}013 \cdot 10^{5}\ N \cdot m^{-2} \cdot (0 - 5{,}3 \cdot 10^{-6})\ m^{3} =$
$= -0{,}537$ kJ/mol
$\Delta P \cdot V_{(O_2\ y\ CO)} = \Delta n \cdot R \cdot T = (1 - 0{,}5)\ mol \cdot 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot$
$\cdot\ 298\ K = 1\,239$ J/mol $= 1{,}24$ kJ/mol

El valor de la variación molar del grafito es despreciable frente al incremento de los gases formados. Por ello:
$\Delta H^{\circ} = \Delta E^{\circ} + P \cdot \Delta V = -111{,}76 + 1{,}24 = -110{,}5$ kJ/mol

entropía Función termodinámica que mide el grado de desorden de un sistema. Se designa por S y se define como $S = \frac{Q}{\Delta T}$, en donde Q es el calor absorbido y T, la temperatura absoluta. Cuanto mayor es el desorden, mayor es la entropía; así, $S_{gas} >>> S_{líquido} >> S_{sólido}$. La mayoría de los procesos espontáneos lo son porque aumenta el desorden del sistema. Se asigna entropía 0 a una sustancia cristalina a 0 K. Se incrementa por factores como el grado de libertad de las partículas, la masa molecular de la sustancia, la debilidad de los enlaces y la complejidad molecular.

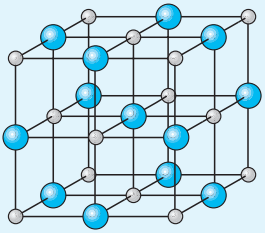
Entropía estándar del agua en función de su estado y temperatura		
Sustancia	**Temperatura °C**	**Entropía ($j \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)**
hielo	0	43
agua líquida	0	65
agua líquida	50	75
agua líquida	100	86,8
vapor de agua	100	197
vapor de agua	200	204

FÍJATE BIEN entropía

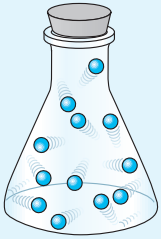
En los cambios espontáneos, el Universo tiende al máximo desorden, es decir, a aumentar la entropía. Un cristal sólido →

enzima

está muy ordenado y tiene una entropía baja. Por el contrario, un gas está muy desordenado y tiene una entropía elevada.



sólido cristalino
(entropía baja)



gas
(entropía elevada)

enzima Proteína especializada en la catálisis de las reacciones biológicas. Los enzimas son extraordinariamente específicos y su poder catalítico es muy superior al de cualquier catalizador hecho por el hombre. La actividad de algunos enzimas depende solamente de su estructura, mientras que otros necesitan además uno o más componentes no proteicos, llamados *cofactores*. El cofactor puede ser un ion metálico o bien una molécula orgánica llamada *coenzima*.

equilibrio químico Estado de un sistema en el que la velocidad de las sustancias reaccionantes es igual a la velocidad de los productos de la reacción. Algunas reacciones químicas se producen de forma total y absoluta. Son las reacciones irreversibles, como la combustión. En cambio hay procesos incompletos. Se dice entonces que los productos obtenidos reaccionan a su vez nuevamente y dan lugar a los reactivos iniciales: son las reacciones reversibles. La reacción continúa hasta que se alcanza el equilibrio, cuando las velocidades de reacción de los reactivos y los productos se igualan. En este estado de equilibrio dinámico, las concentraciones de las sustancias no varían.

Ejemplo

Se produce equilibrio químico al formarse el amoníaco a partir de sus componentes hidrógeno y nitrógeno: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow$ =

= $2NH_{3(g)}$; o en la formación de ioduro de potasio a partir de yodo y potasio: $I_{2(g)} + H_{2(g)} = 2HI_{(g)}$.

¿SABÍAS QUE...? equilibrio químico

El equilibrio químico es la base de muchos procesos biológicos. Por ejemplo, la hemoglobina se une reversiblemente con el oxígeno, lo que permite su transporte hasta la célula.

- **equilibrio químico, constante de** Constante K que se obtiene al igualar las ecuaciones de las velocidades directa e inversa en una reacción reversible:

$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b \text{ y } v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

$$k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

$$\text{Por tanto: } \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = K$$

La constante K tiene un valor fijo, aunque se modifica con la temperatura. Si la reacción tiene lugar entre gases, se pueden utilizar las presiones parciales en lugar de la concentración. En este caso, la constante de equilibrio se designa K_P y la de concentraciones, K_C.

Ejemplo

Reacción de síntesis del amoníaco:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$$

$$K_P = \frac{[P_{NH3}]^2}{[P_{N_2}] \cdot [P_{H_2}]^3} \text{ y } K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

Ejercicio

Cuando se calienta cloruro de nitrosilo, NOCl, se descompone de acuerdo con la siguiente reacción: $NOCl_{(g)} \leftrightarrow NO_{(g)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)}$.

→

equivalente químico

Se introducen 2 moles de cloruro de nitrosilo dentro de un recipiente de 1 litro y se calienta todo hasta una temperatura constante de 735 K. Después de alcanzarse el estado de equilibrio, se observa que se ha disociado el 33 % del cloruro de nitrosilo inicial. ¿Cuánto valen las constantes de equilibrio K_C y K_P?

$$NOCl_{(g)} \leftrightarrow NO_{(g)} + \tfrac{1}{2}Cl_{2(g)}$$

Inicio:	1 mol	0	0
Reacciona	$-\alpha$	Forma $+\alpha$	$+\alpha$
Equilibrio parcial	$1-\alpha$	α	α
Equilibrio total	$2(1-\alpha)$	2α	2α

Como $\alpha = 0{,}33$ (grado de disociación) y V= 1l, las concentraciones quedan así:

$$2 \cdot (1-0{,}33) \qquad 2 \cdot 0{,}33 \qquad 2 \cdot 0{,}33$$

$$K_C = \frac{[NO] \cdot [Cl_2]^{1/2}}{[NOCl]} = \frac{0{,}66 \cdot 0{,}66^{1/2}}{2 \cdot 0{,}67} = 0{,}40\ (mol \cdot dm^{-3})^{1/2}$$

Para calcular la K_p, primero se han de calcular las presiones parciales. El número de moles totales en el equilibrio es: $n_T = 0{,}66 + 0{,}66 + 1{,}34 = 2{,}66$. La presión total en el equilibrio es:

$$P = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{2{,}66 \cdot 0{,}082 \cdot 735}{1} = 160{,}32\ atm$$

$$P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

$$P_{NO} = \frac{n_{NO}}{n_T} \cdot P_{NO} = \frac{0{,}66}{2{,}66} \cdot 160{,}32 = 39{,}78\ atm$$

$$P_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2}}{n_T} \cdot P_{Cl_2} = \frac{0{,}66}{2{,}66} \cdot 160{,}32 = 39{,}78\ atm$$

$$P_{NOCl} = \frac{n_{NOCl}}{n_T} \cdot P_{NOCl} = \frac{1{,}34}{2{,}66} \cdot 160{,}32 = 80{,}76\ atm$$

y la K_P se calcula:

$$K_P = \frac{P_{NO} \cdot P_{Cl_2}^{1/2}}{P_{NOCl}} = \frac{39{,}78 \cdot 39{,}78^{1/2}}{80{,}76} = 3{,}11\ atm^{1/2}$$

equivalente químico Masa de una sustancia capaz de combinarse con una cantidad fija de otra sustancia. En las reacciones ácido-base, representa la cantidad de una sustancia que cede o capta un mol de H^+, y se obtiene dividiendo la masa molecular del ácido o de la base por el número de H^+ cedidos o captados (o iones OH^- cedidos de la base). En las reacciones de oxidación-reducción es la cantidad de oxidante (o reductor) que capta o cede un mol de electrones, y se obtiene dividiendo la masa molecular por el número de electrones que se transfieren en el proceso por mol de sustancia.

Ejemplo

Equivalentes-gramo del ácido sulfúrico:

$$H_2SO_4 \rightarrow SO_4^{-1} + 2H^+; \text{Me} = \frac{\text{Mm}}{\text{nH}^+} = \frac{98\text{g}}{2} = 49\text{ g}.$$

Equivalentes-gramo del hidróxido de sodio:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^{-1}; \text{Me} = \frac{\text{Mm}}{\text{nOH}^{-1}} = \frac{40\text{g}}{1} = 40\text{ g}.$$

erbio Elemento químico de símbolo Er, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 68 y masa atómica 167,26. Se presenta como un metal gris plateado, blando y maleable. A temperaturas muy bajas es ferromagnético y superconductor; al calentarlo pasa a antiferromagnético y a temperaturas superiores es paramagnético. Químicamente es bastante electropositivo. Reacciona lentamente con el aire. También reacciona con el agua y los ácidos. Tiene seis isótopos estables; el Er-166 es el más abundante. Se conocen 28 radioisótopos. Se usa en la preparación de aleaciones con vanadio y en la fabricación de fibras ópticas y láseres.

¿SABÍAS QUE...? erbio

El nombre del erbio proviene de la ciudad de Ytterby, en Suecia. La zona que rodea esta ciudad es rica en un curioso →

escandio

mineral, la gadolinita. El estudio de este mineral permitió separarlo en distintas fracciones con propiedades químicas ligeramente diferentes; estas fracciones recibieron los nombres de *yttria*, *erbia* y *terbia*. De estas fracciones se consiguieron aislar cuatro elementos: el erbio, el terbio, el iterbio y el itrio, que conservan el nombre de la ciudad de la que provenían las muestras que permitieron identificarlos.

escandio Elemento químico de símbolo Sc, perteneciente al grupo 3 de la tabla periódica, de número atómico 21 y masa atómica 44,956. Se presenta como un metal gris plateado blando. Químicamente se parece más a los lantánidos que al resto de los elementos metálicos de la cuarta serie. Reacciona vigorosamente con el aire, el agua y los ácidos. Tiene un único isótopo estable, el Sc-45; se conocen asimismo 22 radioisótopos. Se utiliza en la fabricación de lámparas y de aleaciones especiales para la industria aeroespacial, como rastreador en la industria petroquímica y como catalizador.

espectro Representación de un conjunto de radiaciones de diferente frecuencia que han sido obtenidas gracias a la descomposición de una radiación electromagnética incidente. Según el tipo de radiaciones, los espectros se clasifican en dos tipos: de absorción y de emisión. Según la naturaleza del cuerpo pueden ser continuos, de bandas y de líneas.

- **espectro continuo** Espectro que contiene todas las gamas posibles de radiaciones desde un valor mínimo a otro máximo. Se pasa de una radiación a otra de forma gradual. La luz natural, al ser difractada por un prisma, abarca todas las radiaciones.
- **espectro de absorción** Espectro obtenido al iluminar una sustancia, la cual absorbe solamente determinadas radiaciones. Éstas son captadas por el espectro y en su lugar aparecen unas líneas oscuras. Las sustancias absorben radiaciones de la misma longitud de onda que son capaces de emitir.
- **espectro de bandas** Espectro obtenido al producirse la absorción de energía por parte de moléculas gaseosas de gran densidad. Los

electrones captan la energía y saltan a orbitales de mayor energía, lo que aumenta además la energía rotacional y vibracional de los átomos que constituyen la molécula. Todos estos cambios simultáneos hacen que sean posibles múltiples transiciones energéticas; el resultado es un conjunto muy próximo de líneas, es decir, una banda.

- **espectro de emisión** Espectro obtenido al calentarse una sustancia. Los electrones exteriores absorben la energía suministrada y emigran a niveles más cercanos al núcleo; al ser inestables retornan a su nivel cuántico y emiten la energía absorbida en forma de radiaciones. Un espectro de emisión puede ser continuo o de bandas.

> ***Ejemplo***
>
> Los tubos de descarga de gases emiten radiaciones; por ejemplo, si el gas es mercurio, en la zona del visible corresponde el color azul.

- **espectro de líneas o atómico** Espectro discontinuo de los átomos de un elemento determinado. Se obtiene un espectro de líneas separadas entre sí específico de cada elemento químico. La explicación del espectro del átomo de hidrógeno condujo a Böhr a elaborar su teoría atómica.

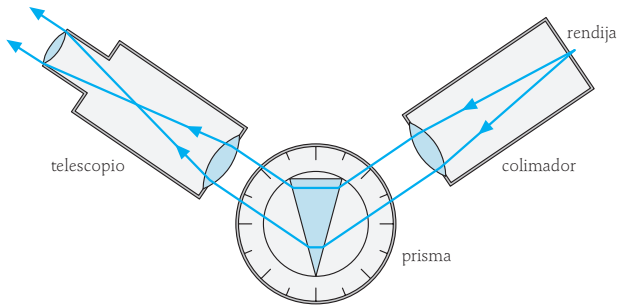
> ***Ejemplo***
>
> El sodio presenta un espectro en el que la principal característica es el color amarillo en la zona del visible.

- **espectro de rayos X** Espectro de emisión discontinuo resultante de la excitación de metales pesados. Se produce energía mediante una fuente de rayos catódicos que es absorbida por los electrones más cercanos al núcleo, lo que les permite emigrar a niveles más externos. A su vez, los espacios vacíos son ocupados por electrones de las capas externas, que caen en lugares de menos energía emitiendo radiación X. Cada elemento tiene series de rayos X distintas.

espectro

- **espectro electromagnético** Conjunto de todas las radiaciones electromagnéticas. Las radiaciones captadas por el ojo humano corresponden al espectro visible. La zona de menor longitud de onda que el visible contiene es el ultravioleta, los rayos X y los rayos gamma. La de mayor longitud de onda se corresponde con el infrarrojo, las microondas y las ondas de radio y de televisión.

espectrómetro Aparato óptico utilizado en la medición directa de las longitudes de onda y las frecuencias de las radiaciones electromagnéticas en la zona del espectro correspondiente. En esencia es un espectroscopio de prisma que está formado por un colimador, un prisma y un telescopio. El colimador posee una rendija a través de la cual entra la luz, que se disocia en dos rayos paralelos. La luz blanca en contacto con el prisma se difracta y el observador puede medir las longitudes de onda del espectro mediante una escala que lleva incorporada.



espectroscopía Técnica de análisis que tiene por objeto el estudio de las propiedades físicas y químicas de una sustancia mediante su espectro. Es de gran importancia en el conocimiento de la naturaleza de la luz y en el estudio de las propiedades de la estructura atómica. Es de gran aplicación en el campo de la astrofísica.

espectroscopio Aparato óptico que se emplea para medir las longitudes de onda y frecuencia de los espectros. Está constituido por una fuente emisora de la radiación, un colimador (que delimita el eje de penetración de los rayos), un prisma que difracta las radiaciones y una placa fotográfica donde se recoge el conjunto de las radiaciones del espectro.

espín Momento angular de rotación de las partículas subatómicas. El espín está relacionado con los dos movimientos de giro que puede tener el electrón: a uno se le da valor 1/2 y al otro –1/2. Ambos estados tienen un valor energético ligeramente distinto. Se dice que dos electrones tienen espines paralelos cuando el momento angular de rotación es el mismo para ambos, es decir, cuando tienen el mismo número cuántico de espín; en caso contrario, son antiparalelos.

espumas Dispersión de las partículas de un gas en forma de burbujas en un medio líquido o sólido. Cada burbuja de gas está rodeada de una fina película de líquido. Las espumas se fabrican haciendo pasar gases a presión a través de un líquido en presencia de agentes estabilizantes. Su finalidad es disminuir la tensión superficial de la dispersión.

Ejemplo

Son espumas líquidas la nata batida y la crema de afeitar, mientras que el poliuretano es una espuma sólida.

estabilizante Sustancia que se añade a un compuesto o a una mezcla para evitar su descomposición. Se usa en alimentación.

Ejemplo

El E-466 es un producto químico a base de celulosa natural que se utiliza en alimentación (lo contienen los flanes).

estado Situación en la que se encuentra un sistema químico determinado. Un estado se caracteriza por el valor de sus propiedades.

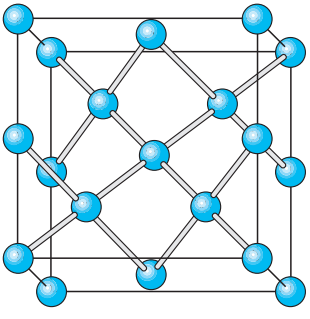
- **estado coloidal** ⇨ COLOIDE
- **estado cristalino** ⇨ CRISTAL
- **estado cuántico** ⇨ CUANTO
- **estado de equilibrio** Estado en el que las propiedades macroscópicas del sistema (temperatura, densidad y composición química) se mantienen invariables con el tiempo.
- **estado excitado** Estado de un átomo, molécula o grupo de átomos que han absorbido energía y se encuentran en una situación energética superior a la estándar. Tienden a desprenderse de esta energía y a volver al estado fundamental.

estado

- **estado fundamental** Estado de un átomo, molécula o grupo de átomos que se encuentran en su nivel energético más bajo posible. Esto sucede cuando los electrones están situados en sus orbitales de menor energía. Si se produce una excitación, la energía adquirida por los electrones se utiliza para pasar a un nivel energético superior. Al no ser una situación estable, tienden a volver al estado fundamental, emitiendo una radiación electromagnética equivalente a la absorbida inicialmente.
- **estados de la materia** Cada uno de los estados de agregación de las partículas en los que se puede presentar una sustancia y que se basan en la cohesión interna de sus partículas constituyentes. Los tres estados de la materia tradicionales son el sólido, el líquido y el gaseoso.

> **¿SABÍAS QUE...?** estados de la materia
>
> El plasma se puede considerar el cuarto estado de la materia. Mientras que se da con abundancia en las estrellas, es muy escaso en la Tierra.

estaño Elemento químico de símbolo Sn, perteneciente al grupo 14 de la tabla periódica, de número atómico 50 y masa atómica 118,69. Existen tres formas alotrópicas: alfa, beta y gamma. La alfa, que tiene una estructura cristalina similar a la del diamante, es estable por debajo de 13 °C y se denomina *estaño gris*. La forma beta o estaño blanco es la que aparece a temperaturas normales. Por encima de 160 °C el estaño beta se transforma en estaño gamma, más frágil.



Estructura cristalina del estaño.

Es un sólido cristalino blanco azulado, blando, dúctil y maleable. Al frotarlo produce un ruido denominado *grito del estaño*. A consecuencia de la transición entre la forma alfa y la beta a 13 °C, los objetos de estaño adquieren unas marcas características denominadas *lepra* o *peste del estaño*. El estaño reacciona suavemente con el oxígeno atmosférico, pasivándose. Es estable en contacto con el agua y los ácidos no oxidantes. Tiene diez isótopos estables y se conocen 28 radioisótopos. Se usa como revestimiento protector de otros metales (estannado), en la fabricación de latas de conserva, en la industria del vidrio, en la creación de aleaciones especiales y en semiconductores.

- **estaño, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan estaño en su estructura. Destacan los óxidos y el cloruro. El óxido de estaño (II), SnO, es un sólido cristalino negro, insoluble en agua, que se utiliza en galvanoplastia y en la síntesis de sales estannadas. El óxido de estaño (IV), SnO_2, es un sólido blanco insoluble en agua, ácidos y bases, que se usa como opacador, en la preparación de cerámica y como pulidor. El cloruro de estaño (IV), $SnCl_4$, se suele presentar en forma pentahidratada; aparece como un sólido blanco, soluble en agua, que se usa en la preparación de compuestos organoestannados, detergentes, polímeros y colorantes.

estequiometría Rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química. Se basa en las leyes de las combinaciones químicas. Las relaciones estequiométricas se pueden establecer entre partículas, moles, masas y volúmenes. Para ello es esencial igualar la ecuación química mediante los denominados *coeficientes estequiométricos*, números enteros que indican la proporción de moles de reactivos y productos, y de volúmenes en caso de gases.

Ejemplo

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$

1 mol de N_2 + 3 moles de H_2 = 2 moles de NH_3

28 g N_2 + 6 g H_2 = 2·17 = 34 g; en reactivos y en productos 34 g.

1 litro de N_2 + 3 litros de H_2 = 2 litros de NH_3; en reactivos 4 litros y en productos 2 litros.

éster

Ejercicio

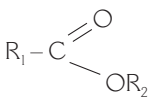
Calcula la masa de cloruro de potasio, KCl, y el volumen de O_2 en condiciones normales, obtenidos en una reacción de descomposición de 50 g de clorato de potasio, $KClO_3$.

A partir de la ecuación química: $KClO_{3(s)} \xrightarrow{\text{calor}} KCl_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)}$ se establecen las relaciones estequiométricas: 1 mol $KClO_3$ = 1 mol KCl + 1,5 moles O_2:

$$50\,g \times \frac{1\ mol}{122,5\ g\ KClO_3} \times \frac{1\ mol\ KCl}{1\ mol\ KClO_3} \times \frac{74,5\ g}{1\ mol} = 30,41\ g\ KCl \text{ y}$$

$$50\,g \times \frac{1\ mol}{122,5\ g\ KClO_3} \times \frac{1,5\ mol\ O_2}{1\ mol\ KClO_3} \times \frac{22,4\ dm^3}{1\ mol\ O_2} = 13,7\ dm^3\ O_2$$

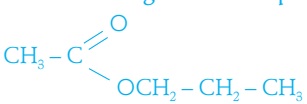
éster Compuesto orgánico derivado de los ácidos carboxílicos en el que el hidrógeno ha sido sustituido por un radical alquílico.



Los ésteres se nombran cambiando la terminación *–ico* del ácido por *–ato*, seguida por la preposición *de* y el nombre del radical. Los de peso molecular bajo son líquidos de olor agradable e insolubles en agua. Se obtienen por reacción de un alcohol con un ácido. El proceso se llama *esterificación*. Se utilizan en perfumería y en la industria de la alimentación (pastelería y refrescos) para dar sabor.

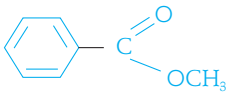
Ejercicio

Nombra los siguientes compuestos:



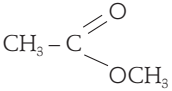
etanoato de propilo

→



benzoato de metilo

Formula el siguiente éster:
etanoato de metilo

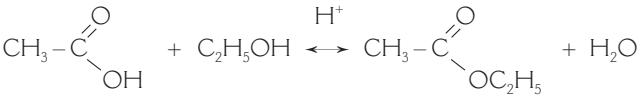


¿SABÍAS QUE...? éster

El aroma de las flores y los frutos proviene en parte de los ésteres volátiles que contienen. El butanoato de etilo y el de pentilo determinan el aroma de los albaricoques.

estereoisomería ⇨ ISOMERÍA

esterificación Reacción de obtención de un éster a partir de un ácido carboxílico y un alcohol. Se realiza en presencia de un catalizador ácido.



ácido acético — etanol — acetato de etilo

Es una reacción de sustitución del grupo hidroxilo por el grupo alcoxilo, con eliminación de una molécula de agua. La reacción es reversible, es decir, el éster puede hidrolizarse para volver a obtener el ácido y el alcohol.

estroncio Elemento químico de símbolo Sr, perteneciente al grupo 2 de la tabla periódica, de número atómico 38 y masa atómica 87,62. Se presenta como un sólido blanco plateado, blando, dúctil y maleable. Es

un elemento bastante reactivo. Reacciona vigorosamente con el aire atmosférico; si el metal está finamente dividido, puede llegar a incendiarse. La reacción con el agua es más suave, pero en presencia de ácidos reacciona vigorosamente. Tiene cuatro isótopos estables; el Sr-88 es el más abundante; se conocen 28 radioisótopos. El estroncio se usa en la preparación de aleaciones para imanes permanentes y tubos de vacío. El isótopo radiactivo Sr-85 se usa en radioterapia.

- **estroncio, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan estroncio en su estructura. Entre ellos destacan el hidróxido y el carbonato. El hidróxido de estroncio, $Sr(OH)_2$, es un sólido cristalino blanco, hidratado, que pierde su agua de cristalización al calentarlo; al absorber dióxido de carbono del aire forma carbonato de estroncio. Se utiliza en el refino del azúcar y como estabilizante para polímeros. El carbonato de estroncio, $SrCO_3$, es un sólido cristalino blanco, poco soluble en agua, que se usa en la fabricación de vidrio, materiales cerámicos, tubos catódicos, colorantes, productos pirotécnicos y fármacos.

estructura cristalina ⇨ CRISTAL

estructural, fórmula ⇨ FÓRMULA ESTRUCTURAL

etanal Líquido muy volátil, inflamable, irritante y narcótico, llamado *acetaldehído* en la nomenclatura tradicional, de fórmula CH_3COH. Uno de los métodos industriales para la obtención del etanal es la hidratación del acetileno, aunque actualmente está siendo sustituido por la oxidación del etileno. La facilidad con la que reacciona y su bajo coste lo hacen muy adecuado como materia prima para la obtención de un gran número de sustancias orgánicas importantes.

etano Hidrocarburo saturado presente en el gas natural, obtenido de la fracción del punto de ebullición más bajo en el refino del petróleo, de fórmula $CH_3 - CH_3$. Se utiliza en la manufactura de sus derivados clorados y como combustible.

etanodioico, ácido Ácido dicarboxílico, llamado *ácido oxálico* en la nomenclatura tradicional, de fórmula $(COOH)_2$. Es un sólido cristalino, soluble en agua, alcohol y éter. Se obtiene industrialmente por calefacción del formiato sódico. Se utiliza en tintorería, en la fabricación de tinta y como aditivo alimentario.

etanoico, ácido ⇨ ACÉTICO, ÁCIDO

etanol Alcohol primario, el más conocido e importante, de fórmula $CH_3 - CH_2 - OH$. Es un líquido incoloro, inflamable y de olor agradable. Se obtiene industrialmente a partir de la hidratación del etileno con ácido sulfúrico como catalizador. Además de su presencia en las bebidas alcohólicas, se utiliza como disolvente, en perfumería, en farmacia como desinfectante, y en la fabricación de colorantes y plastificantes.

eteno ⇨ ETILENO

éter Compuesto de fórmula general R_1-O-R_2. Se puede considerar derivado de los alcoholes por sustitución del átomo de hidrógeno del grupo hidroxilo por un radical alquilo. Se puede nombrar de dos maneras: o se nombran los dos radicales seguidos de la palabra *éter*, o bien se selecciona la cadena más larga y se nombra el otro radical con el oxígeno como sustituyente, utilizando el sufijo *oxi*:

$CH_3 - O - CH_2 - CH_3$ etilmetiléter / metoxietano

Los éteres, químicamente muy estables, son buenos disolventes. Son volátiles y tienen puntos de ebullición más bajos que los alcoholes correspondientes, ya que no forman enlaces de hidrógeno.

Ejercicio

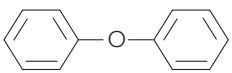
Nombra el siguiente compuesto:

$CH_3 - O - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

metoxibutano

Formula los siguientes éteres:

difeniléter



etil-sec-butiléter

$$CH_3 - CH_2 - O - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_2 - CH_3$$

etileno

etileno Gas incoloro, muy inflamable, el más simple de los alquenos, de fórmula $CH_2 = CH_2$. Presenta todas las reacciones típicas de adición de los alquenos y también se polimeriza. Esto constituye la base de obtención de una gran variedad de productos intermediarios, que hace que el etileno sea actualmente la materia prima más importante de toda la industria química orgánica de síntesis. Se obtiene por craqueo del gas natural o de las fracciones de destilación ligeras del petróleo.

europio Elemento químico de símbolo Eu, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 63 y masa atómica 151,96. Se presenta como un metal gris plateado, blando, dúctil y volátil. Es el elemento más reactivo de los lantánidos. Reacciona rápidamente en contacto con el aire; si está finamente dividido, se puede llegar a inflamar. Reacciona suavemente con el agua y los ácidos. Tiene dos isótopos estables, el Eu-151 y el Eu-153; se conocen 34 radioisótopos. Se utiliza en la industria nuclear.

evaporación Cambio de estado que tiene lugar cuando un líquido pasa a vapor o gas. Se produce a cualquier temperatura y solamente se evaporan las partículas superficiales del líquido y aquellas que tienen suficiente energía cinética para romper las uniones. Si la temperatura aumenta, la energía cinética será mayor y habrá más partículas superficiales capaces de vencer las fuerzas atractivas y de pasar al estado de vapor.

> **FÍJATE BIEN** evaporación
>
> A la evaporación total de todo el líquido y a una temperatura determinada se la denomina *ebullición*. El agua del mar se evapora, pero no hierve.

exclusión de Pauli ⇨ PAULI, PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE

exotérmico, proceso Reacción o proceso químico que desprende calor. En una reacción química, cuando la variación de entalpía es negativa, es decir, cuando la suma de entalpías de los productos es menor que la suma de entalpías de los reactivos, se ha producido una disminución del contenido energético.

Ejemplo

Son reacciones exotérmicas:

- Las combustiones:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} + \text{calor}$$

- La formación de muchas sustancias:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)} + \text{calor}$$

- Las disoluciones de compuestos iónicos o polares en agua. Hidróxido de sodio en agua:

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^{+}_{(aq)} + OH^{-1}_{(aq)} + \text{calor}$$

extracción Método de separación de los componentes de una mezcla basado en la diferencia de solubilidad de estas sustancias en dos líquidos no miscibles. Se juntan los dos líquidos y se añade la mezcla agitando bien para efectuar una correcta distribución. Las sustancias se mezclan en los dos disolventes líquidos de forma proporcional a sus respectivas solubilidades.

➪ REPARTO, COEFICIENTE DE

Ejemplo

El yodo se encuentra en el agua del mar en pequeñas cantidades; es poco soluble en agua, pero en un disolvente orgánico como el tetracloruro de carbono es mucho más soluble. Esto permite extraer el yodo del agua del mar con CCl_4, separarlo y después evaporar el disolvente orgánico.

Ff

Fahrenheit, escala Escala de temperaturas basada en el establecimiento del punto de fusión del agua en 32 °F y el de ebullición en 212 °F medidos a 1 atm de presión. La diferencia entre 212 – 32 = 180 es cada uno de los grados en los que se divide la escala Fahrenheit. La equivalencia con la escala centígrada es:

$$\frac{t°F}{212-32} = \frac{t°C}{100-0} \rightarrow \frac{t°F}{180} = \frac{t°C}{100}$$

Ejemplo

La temperatura del cuerpo humano es de 35,5 °C y en la escala Fahrenheit es:

$$t°F = \frac{35{,}5 \cdot 180}{100} = 63{,}9\ °F$$

fase Parte homogénea de un sistema físicamente distinta en composición y propiedades a las otras partes del sistema. Está aislada de éstas por superficies claramente definidas y se puede separar por procedimientos físicos.

Ejemplo

En un sistema cerrado que contiene agua, hielo y vapor de agua, hay tres fases, cada una de ellas diferente a las otras en sus propiedades físicas. Líquidos inmiscibles como el agua y el aceite presentan dos fases, pero las disoluciones líquidas tienen una sola fase, al igual que las mezclas de gases, independientemente de las sustancias distintas que contengan.

fase

- **fases, diagrama de** Diagrama que muestra la relación entre las fases sólida, líquida y gaseosa de una sustancia en un rango de condiciones, por ejemplo, de presión y temperatura.

feldespatos Grupo de minerales de fórmula general AB_4O_8, donde *A* es un catión mono- o divalente, como el amonio, el calcio, el potasio, el bario o el estroncio, y *B* es básicamente silicio, parcialmente sustituido por boro o aluminio. Los feldespatos son tectosilicatos que se forman por enfriamiento de estructuras a elevadas temperaturas; por esta razón son muy abundantes en las rocas ígneas y eruptivas. El grupo está formado por un elevado número de minerales de gran importancia, como la ortosa u ortoclasa, la albita y la anortita. Los feldespatos constituyen el grupo de rocas más abundante de la corteza terrestre. Se utilizan en la industria de la construcción y en la fabricación de cerámicas, vidrios y porcelanas.

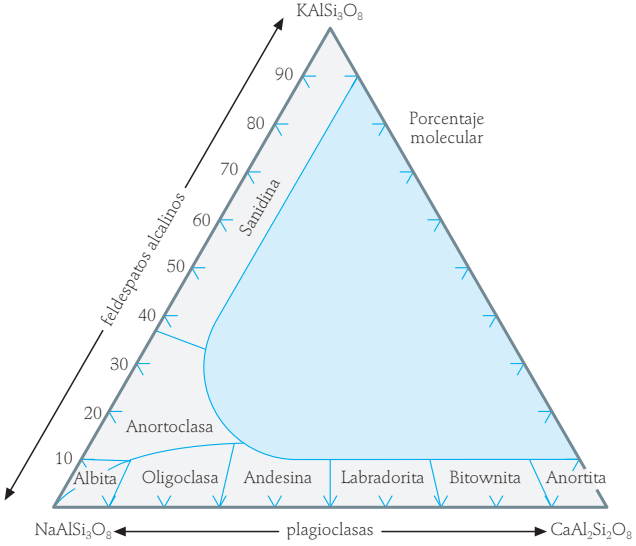


Diagrama de las series isomorfas de los feldespatos.

fenilamina ⇨ ANILINA

fenol Derivado alcohólico del benceno (hidroxibenceno) de fórmula C_6H_6OH. Es un sólido incoloro que funde a 41 °C. Posee un olor ca-

racterístico y es muy venenoso. Se utiliza como antiséptico, desinfectante y germicida.

fermentación Secuencia de reacciones bioquímicas de transformación de un sustrato orgánico producida por los enzimas de hongos, levaduras y bacterias para obtener energía. En estas reacciones de oxidación-reducción, los dadores y aceptores de electrones son sustancias orgánicas; no interviene el oxígeno.

- **fermentación acética** Proceso seguido para la obtención de vinagre a partir de fruta, cerveza o vino, tratados con bacterias acéticas del género *Acetobacter*.
- **fermentación alcohólica** Transformación de azúcares simples o disacáridos por la acción de levaduras que conduce a la formación de etanol y CO_2.

$$\text{glucosa} + 2\ \text{ADP} \longrightarrow 2\ \text{etanol} + 2\ CO_2 + 2\ \text{ATP}$$

- **fermentación láctica** Degradación de la molécula de glucosa para formar dos moléculas de ácido láctico por acción de distintos lactobacilos.

fermio Elemento químico de símbolo Fm, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 100. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza. Se presenta como un metal blanco plateado. Debido a las pequeñas cantidades en que se ha obtenido, no se ha podido investigar su comportamiento químico. Se le conocen 19 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Fm-257, con una vida media de 100,5 días.

ferromagnetismo Propiedad de algunas sustancias o materiales que consiste en que, bajo la acción de un campo magnético externo, se induce un momento dipolar magnético de los átomos, muy grande y ordenado, lo que convierte a la sustancia en un imán muy potente; su momento magnético puede ser más grande que el del campo externo. La permeabilidad magnética de estos cuerpos es muy elevada. Muchos de estos materiales continúan imantados cuando deja de actuar el campo magnético externo; se han convertido en imanes permanentes.

Ejemplo

Son ferromagnéticos el hierro puro, el cobalto, el níquel, el neodimio y muchas de sus aleaciones.

fertilizante

fertilizante Sustancia orgánica o mineral que contiene uno o diversos elementos químicos indispensables para el crecimiento de los vegetales. Estos elementos químicos son el nitrógeno, el fósforo y el potasio.

filtración Método de separación de un líquido puro o disolución que contiene una sustancia sólida insoluble mediante un material poroso denominado *filtro*. La velocidad de filtración depende del tamaño de los poros, de la temperatura de la mezcla y de la presión ejercida sobre la superficie. Puede incrementarse mediante la aspiración externa del aire si el vaso que recoge el filtrado está conectado a una bomba de vacío. También se utilizan embudos de caña alargados.

filtro Dispositivo poroso que permite separar sólidos de líquidos. En el filtro queda depositada la sustancia sólida, ya que por los poros no pasan las partículas sólidas de mayor tamaño. El filtro más simple usado en los laboratorios consiste en un disco de papel poroso que se dobla por la mitad dos veces seguidas, se pliega en forma de cono y se adapta a un embudo. En análisis químico se utilizan aparatos especiales, como tamices porosos y crisoles de Gooch.

fisión nuclear Reacción nuclear en la que un núcleo pesado se fragmenta en otros más simples de tamaño similar y en varias partículas subatómicas (protones, neutrones). Estas partículas inciden sobre otros átomos y prosiguen la fisión, con lo que se produce un mecanismo de reacción en cadena. En el proceso se desprende gran cantidad de energía. La fisión puede ser espontánea o inducida por el bombardeo de partículas ligeras. Son fisionables los isótopos U-235, U-233, Pt-239 y Am-241, y otros isótopos obtenidos mediante reacciones nucleares provocadas. Los productos de la fisión son inestables, tienden a desintegrarse y emiten partículas y radiaciones gamma, altamente peligrosas.

Ejercicio

Calcula la energía liberada en kWh resultante de la fisión de 10 g de uranio U^{235} sabiendo que cada núcleo fisionado libera 200 MeV.

→

Primero se ha de calcular el número de núcleos que se fisionan:

$$10\ \text{g} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{235\ \text{g}} \cdot \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{núcleos U}^{235}}{1\ \text{mol}} = 2{,}56 \cdot 10^{22}\ \text{núcleos U}^{235}$$

La energía que se desprende es:

$$2{,}56 \cdot 10^{22}\ \text{núcleos} \cdot \frac{200\ \text{MeV}}{1\ \text{núcleo}} \cdot \frac{10^{6}\ \text{eV}}{1\ \text{MeV}} \cdot \frac{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \text{kJ}}{1\ \text{eV}} \cdot$$

$$\cdot \frac{1\ \text{kWh}}{3{,}6 \cdot 10^{6}\ \text{kJ}} = 2{,}27 \cdot 10^{5}\ \text{kWh}$$

¿SABÍAS QUE...?

fisión nuclear

La energía liberada en la fisión de 1 kg de uranio equivale a la combustión de 2 500 toneladas de carbón o a la explosión de 3 000 toneladas de dinamita.

floculación Sedimentación en forma de copos en una dispersión coloidal al añadir un electrólito a un coloide liófobo. El proceso consiste en la formación de agrupaciones que tienden a precipitar cuando alcanzan un tamaño determinado. El electrólito se adhiere a las cargas del coloide que son absorbidas por la capa eléctrica. La floculación es reversible. No obstante, si hay suficientes copos de tamaño grande, tiene lugar la coagulación, que es irreversible.

fluido Sustancia material cuyas partículas presentan una gran movilidad, desplazándose libremente debido a la poca cohesión existente entre ellas. Los fluidos se adaptan a la forma del recipiente que los contiene y se deslizan por las oberturas, lo que produce un trasvase material. Son fluidos los gases y los líquidos.

flúor Elemento químico de símbolo F, perteneciente al grupo 17 de la tabla periódica, de número atómico 9 y masa atómica 18,998. Se presenta como un gas de color amarillo pálido, de naturaleza diatómica, denso, corrosivo y tóxico. Es extremadamente reactivo; reacciona

con facilidad con la mayor parte de los elementos a temperatura ambiente. Aunque es estable en presencia del aire, reacciona en contacto con el agua, los ácidos y las bases. Tiene un único isótopo estable, el F-19; asimismo, se conocen 15 radioisótopos. Se usa en la fabricación de compuestos fluoroorgánicos y en el tratamiento de aguas.

fluorhídrico, ácido Disolución de fluoruro de hidrógeno, HF, en agua. Se presenta como un líquido incoloro y extremadamente corrosivo; actúa como un ácido débil que se descompone al someterlo a la acción de la luz. Disuelve el vidrio, por lo que ha de conservarse en recipientes de plástico o de determinados metales. Se utiliza en el marcado del vidrio, en la purificación del uranio y el aluminio, en la industria de los semiconductores, en el decapado del acero y en síntesis de compuestos organofluorados.

fluoruros Combinaciones binarias del flúor con otro elemento. Debido a la gran electronegatividad del flúor, buena parte de los fluoruros metálicos son sales iónicas poco volátiles. El fluoruro de potasio, KF, es un sólido blanco reactivo que se usa en el marcado del vidrio y como insecticida. El fluoruro de sodio, NaF, es un sólido blanco que se usa para preservar la madera y para tratar las aguas.

formaldehído Aldehído, el más simple y más importante de la serie, llamado *metanal* en la nomenclatura sistemática, de fórmula HCOH. Es un gas incoloro que se disuelve fácilmente en agua (esta disolución se conoce como *formol*) y se utiliza para desinfectar, fumigar, embalsamar (para preservar tejidos animales para su estudio biológico) y para obtener resinas sintéticas.

fórmico, ácido Ácido carboxílico, el más sencillo, llamado *ácido metanoico* en la nomenclatura sistemática, de fórmula HCOOH. El ácido fórmico se encuentra en las hormigas, en las ortigas y en las abejas, y es el responsable de la irritación que produce su picadura. Se utiliza en la industria textil en los baños de tintura, como desinfectante y germicida, y como coagulante del látex de caucho.

fórmula Representación de la composición de una sustancia mediante los símbolos de los elementos constituyentes y la proporción en la que se encuentran con números enteros en forma de subíndice. Por ejemplo, H_2O quiere decir que este compuesto, el agua, está formado por oxígeno e hidrógeno en la proporción de 2 átomos de hidrógeno por

l de oxígeno. Las fórmulas pueden representar estructuras neutras o estructuras iónicas con indicación de la carga que tienen. Así, NO_3^{-1} quiere decir que es un anión con una carga negativa. Pueden contener información adicional, como dobles o triples enlaces, $CH_2 = CH_2$. Existen varios tipos de fórmulas: empírica, molecular y estructural.

- **fórmula empírica** Fórmula que informa de los elementos constituyentes y de la proporción en la que se encuentran, pero no de la cantidad real de átomos en una molécula o agrupación. Es la formula más simple.

Ejemplo

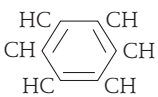
El benceno tiene una fórmula empírica C_1H_1, es decir, que contiene carbono e hidrógeno en la proporción de 1 átomo de carbono y 1 átomo de hidrógeno.

- **fórmula estructural o desarrollada** Fórmula que representa la disposición en el espacio de los enlaces entre los átomos que forman la molécula base o el ion. En esta distribución se pueden observar los tipos de enlace y las propiedades. Para una misma fórmula molecular pueden existir diferentes fórmulas estructurales.

⇨ ISOMERÍA

Ejemplo

La fórmula estructural del benceno refleja la disposición plana hexagonal de los 6 átomos de carbono y los 3 dobles enlaces conjugados que le confieren gran estabilidad.



- **fórmula molecular** Fórmula real de la molécula constitutiva de un compuesto que informa del número de átomos reales de cada elemento constituyente. Se obtiene a partir de la fórmula empírica: conocida la masa molecular, se divide ésta por la masa empírica. En la mayoría

fosfatos

de las sustancias inorgánicas la fórmula empírica y la fórmula molecular coinciden, pero en los compuestos de carbono es imprescindible conocer la disposición de los enlaces de la molécula. En los compuestos iónicos y en las macromoléculas no hay fórmula molecular, por lo que se utiliza la fórmula empírica.

Ejemplo

La fórmula molecular del benceno es C_6H_6. Sabiendo que la masa molecular del benceno es 78, se divide por 13, masa empírica de C_1H_1. El resultado es 6, que es el número por el que habrá que multiplicar la fórmula empírica para deducir la fórmula molecular. La fórmula molecular del ácido acético es $C_2H_4O_2$.

Ejercicio

Al quemar una muestra de 0,876 g de un compuesto orgánico que contiene C, H y O se obtienen 1,76 g de dióxido de carbono y 0,72 g de agua. Determina la fórmula empírica del compuesto y, si se trata de un ácido orgánico, justifica el ácido y da el nombre.

Reacción que tiene lugar:

$$C_xH_yO_z + nO_2 \rightarrow xCO_2 + \frac{y}{2H_2O}$$

Primero se calculan los moles obtenidos de CO_2 y H_2O:

$$1{,}76\ \text{g} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44\ \text{g}} = 0{,}04\ \text{moles}\ CO_2;$$

$$0{,}72\ \text{g} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}} = 0{,}04\ \text{moles}\ H_2O$$

Como todo el carbono existente en el compuesto da CO_2, se deduce que 0,04 moles de CO_2 han sido obtenidos con 0,04 moles de C, que son 0,48 g; y como el hidrógeno del compuesto acaba en forma de agua, H_2O, se deduce que 0,04 moles de H_2O se han obtenido con 0,08 moles de hidró- →

geno, puesto que en 1 mol de H_2O hay 2 moles de H, que son 0,08 g. Si C + H = 0,48 g + 0,08 = 0,56 g y como el total es de 0,876, la diferencia 0,876 – 0,56 = 0,316 g de oxígeno, que son $\frac{0{,}316\ \text{g}}{16\ \text{g/mol}} = 0{,}02$ moles de oxígeno.

Para obtener la fórmula empírica se dividen por el número más pequeño, 0,02, y se establece la proporción:

0,04 moles C/0,02 = 2

0,08 moles H/0,02 = 4

0,02 moles O/0,02 = 1

Fórmula empírica: C_2H_4O.

Como se trata de un ácido, la fórmula molecular más sencilla que se puede obtener es $C_4H_8O_2$, que corresponde al ácido butanoico:

$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - COOH$$

fosfatos Sales o ésteres de los ácidos fosfóricos. Existen diferentes series de sales, puesto que el ácido fosfórico puede perder uno, dos o tres hidrógenos. El hidrogenofosfato de amonio, $(NH_4)_2HPO_4$, es un sólido cristalino muy utilizado como fertilizante, ya que suministra tanto nitrógeno como fósforo a las cosechas. El hidrogenofosfato de potasio, Na_2HPO_4, es un sólido blanco que se utiliza en la preparación de detergentes, colorantes y cerámicas.

fosfina Compuesto binario del fósforo y el hidrógeno de fórmula PH_3. Se presenta como un gas incoloro tóxico de olor característico. Es muy inestable: puede explotar y es muy inflamable. Se utiliza como insecticida y como dopante para semiconductores. Se denominan *fosfinas* los derivados de la fosfina que se producen por la sustitución de uno o más hidrógenos por cadenas hidrocarbonadas. Las fosfinas forman una serie análoga a la de las aminas.

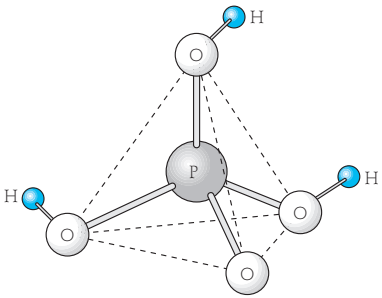
fosfitos Compuestos formados por la unión del anión fosfito, PO_3^{3-}, con un catión. Son compuestos muy oxidantes, puesto que el átomo de fósforo con número de oxidación +3 tiende a pasar al número de oxidación +5, que es más estable.

fosfolípidos

fosfolípidos Derivados fosfatados de la glicerina (fosfoglicéridos) o de la esfingosina (esfingomielinas). Los más importantes son los fosfoglicéridos, que forman parte de la membrana celular y están constituidos por un esqueleto de glicerol, dos cadenas de ácidos grasos y un alcohol fosforilado.

fosforescencia Fenómeno por el que ciertas sustancias, al ser excitadas por radiaciones electromagnéticas, emiten radiaciones de longitud de onda superior a la incidente, incluso después de acabar la excitación. El tiempo de fosforescencia depende de la sustancia.

fosfórico, ácido Oxoácido del fósforo de fórmula H_3PO_4. Estrictamente hablando, la denominación de *ácido fosfórico* engloba todos los oxoácidos del fósforo en los que éste se presenta con número de oxidación +5. En este caso, existen tres ácidos fosfóricos: el metafosfórico, HPO_3; el pirofosfórico, $H_4P_2O_7$, y el ortofosfórico, H_3PO_4.



Estructura atómica del ácido ortofosfórico.

El ácido ortofosfórico es el más importante. Se presenta como un líquido claro y denso. Actúa como un ácido débil en disolución acuosa y forma sales, denominadas *fosfatos*. Se usa en la preparación de fertilizantes, resinas, pulidores, limpiadores de metal, en el tratamiento de aguas y fibras textiles, y en la preparación de sales fosforosas.

fósforo Elemento químico de símbolo P, perteneciente al grupo 15 de la tabla periódica, de número atómico 15 y masa atómica 30,973. Tiene tres formas alotrópicas: fósforo blanco, fósforo rojo y fósforo negro. El fósforo blanco es la forma alotrópica común a temperaturas y presiones normales. Se presenta como un sólido blanco, incoloro, de as-

pecto ceroso y olor característico; es muy tóxico y forma unidades de P_4. Es blando y tiende a transformarse en fósforo rojo. Es muy reactivo: en contacto con el oxígeno arde espontáneamente y en contacto con el aire reacciona de forma lenta produciendo fosforescencia. No reacciona en contacto con el agua ni con ácidos no oxidantes, pero lo hace suavemente con ácidos oxidantes y bases. Tiene un único isótopo estable, el P-31; se conocen 22 radioisótopos. Se usa para fabricar cerillas, como insecticida y en pirotecnia.

¿SABÍAS QUE...? fósforo

El fósforo es un elemento esencial para los seres vivos, ya que forma parte del ATP y de los ácidos nucleicos. El ciclo del fósforo empieza en los minerales fosforados que, al ser atacados por el medio ambiente, dan lugar a iones fosfóricos. Estos iones pasan directamente del suelo a las plantas y luego a los animales cuando éstos consumen las plantas. El ciclo se cierra a la muerte de animales y plantas, con el retorno del fósforo a la tierra.

- **fósforo, compuestos de** Compuestos químicos que presentan fósforo en su estructura. Entre los más importantes se incluyen los óxidos, los haluros, los oxoácidos, los fosfatos y los fosfitos. Existen varios tipos de óxidos, que presentan estructuras complejas. El más importante es el pentaóxido, P_4O_{10}, una estructura dímera que se presenta como un sólido blanco de olor irritante; es inflamable y muy reactivo, y se utiliza como agente deshidratante, en la preparación de material óptico, pesticidas y compuestos fosforados. Entre los haluros destacan el PCl_3 y el PCl_5. El tricloruro de fósforo, PCl_3, es un líquido aceitoso claro muy reactivo que hierve a 76 °C; se usa en síntesis orgánica e inorgánica. El pentacloruro de fósforo, PCl_5, es un sólido amarillo muy reactivo que se usa como agente clorante, como catalizador y en la preparación de sales fosforadas.

fosforoso, ácido Oxoácido del fósforo de fórmula H_3PO_3. Estrictamente hablando, la denominación *ácido fosforoso* corresponde a todos

fotoeléctrico

los oxoácidos en los que el fósforo presenta número de oxidación +3. Esto incluye el ácido metafosforoso, HPO_2; el pirofosforoso, $H_4P_2O_5$, y el ortofosforoso, H_3PO_3.

fotoeléctrico, efecto Fenómeno que consiste en la emisión de electrones desde la superficie de un sólido al incidir sobre él una radiación electromagnética que aporte el mínimo de energía para arrancar electrones de los átomos. Los fotones inciden sobre el metal y le comunican una energía; si ésta es superior a la del enlace, el electrón saldrá disparado. No hay emisión por debajo de una frecuencia de radiación mínima o umbral; esta frecuencia es específica de cada metal. Cuanto mayor sea la intensidad de la radiación suministrada, mayor cantidad de electrones serán liberados.

Ejercicio

Se hace incidir sobre un cátodo metálico una luz verde de longitud de onda 5 670 angstrom. Sabiendo que el efecto fotoeléctrico se da a partir de una frecuencia umbral de $4{,}75 \cdot 10^4$ Hz, calcula la energía de los fotones incidentes y la energía cinética de los electrones emitidos.

Primero se calculará la frecuencia correspondiente a esta longitud de onda:

$$\lambda = 5670\ \overset{0}{\text{A}} \cdot \frac{10^{-10}\ \text{m}}{\overset{0}{\text{1A}}} = 5{,}67 \cdot 10^{-7}\ \text{m};$$

$$\lambda \cdot v = c; \quad v = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8\ \text{m/s}}{5{,}67 \cdot 10^{-7}\ \text{m}} = 5{,}29 \cdot 10^{14}\ \text{Hz}$$

La energía de los fotones incidentes es:

$$E = h \cdot v = 6{,}62 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s} \cdot 5{,}29 \cdot 10^{14}\ \text{s}^{-1} = 3{,}5 \cdot 10^{-19}\ \text{J}$$

Previamente se calcula la energía umbral:

$$E_0 = h \cdot v_0 = 6{,}62 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s} \cdot 4{,}75 \cdot 10^4\ \text{s}^{-1} = 3{,}14 \cdot 10^{-19}\ \text{J}$$

La energía cinética de los electrones emitidos es:

$E - E_0 = h \cdot (v - v_0) = {}^1/_2\ m \cdot v^2 = 3{,}5 \cdot 10^{-19}\ \text{J} - 3{,}14 \cdot 10^{-19}\ \text{J} =$
$= 3{,}55 \cdot 10^{-20}\ \text{J}$

fotosíntesis Proceso metabólico que requiere el empleo de la energía de la luz solar por parte de las células de cianofíceas, algunas bacterias y todas las plantas verdes para efectuar la biosíntesis de los componentes celulares. La reacción general es:

$$6\,CO_2 + 6\,H_2O \xrightarrow{\text{luz}} \underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + 6\,O_2$$

Este proceso se resuelve en dos fases. La primera es la captación de la energía luminosa por los pigmentos que absorben la luz (especialmente la clorofila). Dicha energía se convierte en la energía química del ATP y de agentes reductores como el NADPH. En la segunda fase, los productos ricos en energía de la primera fase, el NADPH y el ATP, se emplean como fuentes energéticas para reducir el dióxido de carbono y rendir glucosa mediante las reacciones del ciclo de Calvin. En esta fase no es necesaria la luz.

fracción molar Forma de expresar la concentración de una mezcla o disolución que indica la relación existente entre los moles de soluto respecto de la suma de moles de la disolución. Es válido para fluidos. Se simboliza por x_s, fracción del soluto, y x_d, fracción del disolvente, tal que $x_s + x_d = 1$; $x_s = \dfrac{n_s}{n_s + n_d}$ y se puede expresar en %.

Ejercicio

Calcula la fracción molar de una disolución formada por 2 g de $Ca(OH)_2$ y 200 cm^3 de agua.

Primero se calculan los moles de $Ca(OH)_2$ y los de agua:

$$2\text{ g} \cdot \frac{1\text{ mol } Ca(OH)_2}{74\text{ g}} = 0{,}027 \text{ moles de } Ca(OH)_2;$$

$$150\text{ g} \cdot \frac{1\text{ mol } H_2O}{18\text{ g}} = 8{,}33 \text{ moles de } H_2O$$

y las fracciones molares del soluto y del disolvente:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0{,}027}{0{,}027 + 8{,}33} = 3{,}23 \cdot 10^{-3} \rightarrow 0{,}32\ \%\ \text{y}$$

$$x_d = \frac{n_d}{n_d + n_s} = \frac{8{,}33}{8{,}33 + 0{,}027} = 0{,}997 \rightarrow 99{,}68\ \%$$

francio

francio Elemento químico de símbolo Fr, perteneciente al grupo 1 de la tabla periódica, de número atómico 87. Es un elemento radiactivo que se encuentra en minerales de uranio y se presenta como un sólido metálico de color gris. En general, sus propiedades son las típicas de un elemento alcalino pesado y, por tanto, similares a las del cesio. Es el elemento más electropositivo de la tabla periódica junto con el cesio. Reacciona vigorosamente con el agua, los ácidos y las bases. Se conocen 33 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Fr-223, con una vida media de 22 minutos.

fructosa Monosacárido de seis carbonos con función cetona. Se encuentra en la fruta y en la miel, y también en algunos oligosacáridos combinada con otros azúcares. En las células de los músculos de los vertebrados la fructosa es degradada según las vías metabólicas de la glucólisis, al igual que sucede en el hígado.

fuerza iónica Fuerza resultante de la interacción de los iones presentes en una disolución. Se obtiene así: $F_{\text{iónica}} = {}^{1}/_{2} \sum_{i} C_i \cdot Z_i^2$, en donde C_i es la concentración molar de cada ion y Z_i es la carga iónica.

fuerzas intermoleculares Fuerzas atractivas y repulsivas existentes entre los núcleos de los átomos y los electrones que los rodean. Estas fuerzas dan lugar a grupos polarizados, dipolos, fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno.

fundamental, estado ⇨ ESTADO FUNDAMENTAL

fusión Cambio de estado de sólido a líquido que se produce a una temperatura y presión determinadas y es diferente en cada sustancia pura. Se ha de suministrar calor al sólido para que se rompan las uniones del estado sólido. Así las partículas tendrán más libertad de movimiento y serán capaces de fluir, característica del estado líquido.

- **fusión, punto de** Temperatura, a la presión de 1 atm, en la que una sustancia pura realiza el cambio de estado de sólido a líquido.
- **fusión nuclear** Reacción nuclear que tiene lugar cuando se combinan dos núcleos simples y se obtiene otro más complejo. Globalmente se desprende una cantidad de energía superior a la de la fisión nuclear. Para realizar esta reacción se requieren temperaturas de millones de grados, lo que sólo se consigue de forma natural en las estrellas. En las centrales termonucleares y en la bomba de hidrógeno también se consiguen estas temperaturas.

gadolinio Elemento químico de símbolo Gd, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 66 y masa atómica 157,25. Tiene dos formas alotrópicas; la beta, de estructura cúbica centrada en el cuerpo, pasa a la forma alfa por debajo de 1235 °C. La forma alfa es un metal blanco plateado, dúctil, maleable y ferromagnético a temperaturas bajas. Es un elemento poco reactivo. Es estable en aire seco, pero en presencia de aire húmedo reacciona empañándose. Reacciona suavemente en contacto con el agua, los ácidos y las bases. Tiene siete isótopos estables o de vida media muy larga, siendo el Gd-158 el más abundante; se conocen 27 radioisótopos. Se utiliza en la preparación de aleaciones especiales, en hornos de alta temperatura y en la industria nuclear.

galactosa Monosacárido de seis carbonos con función aldehído (aldosa). Se diferencia de la glucosa en la configuración del cuarto carbono. Forma parte de la lactosa, de los glucolípidos y de algunos oligosacáridos y polisacáridos.

galena Mineral de fórmula PbS perteneciente al grupo de los sulfuros. Se genera en filones hidrotermales en los que se presenta formando cubos grisáceos con las caras deformadas, truncadas o redondeadas, que dan lugar a octaedros y romboedros. Cristaliza en el sistema cúbico y tiene una dureza de 2,5. Es la principal mena del plomo y una importante mena de la plata.

galio Elemento químico de símbolo Ga, perteneciente al grupo 13 de la tabla periódica, de número atómico 31 y masa atómica 69,72. En estado sólido es un metal gris azulado con estructura cristalina. Tiene el punto de fusión a 29 °C, por lo que puede aparecer como un líquido gris plateado; se expande al congelarse. Químicamente es similar al aluminio. No reacciona con el agua y lo hace suavemente con los áci-

dos y las bases, con desprendimiento de hidrógeno. Tiene dos isótopos estables, el Ga-69 y el Ga-71; se conocen 27 radioisótopos. Se utiliza para crear aleaciones especiales y como líquido termométrico de altas temperaturas.

gas Sustancia caracterizada por unas fuerzas de cohesión entre sus moléculas muy débiles o inexistentes. Los gases no tienen forma ni volumen, se mueven libre y caóticamente, y tienden a ocupar todo el espacio disponible. Con una densidad extremadamente pequeña, son expansibles y compresibles. Sus propiedades dependen de la presión, la temperatura absoluta y el volumen que ocupan.

- **gases, ecuación general de los** Ecuación matemática que relaciona la presión, la temperatura absoluta y el volumen de dos estados diferentes. Se obtiene como combinación de las leyes de Boyle y las de Charles y Gay-Lussac: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, donde *R* es la constante de los gases ideales y *n*, el número de moles. Esta ecuación es útil para calcular masas moleculares de sustancias.

Ejercicio

Un compuesto orgánico en forma gaseosa de masa 5,25 g ocupa un volumen de 1 dm^3 a la temperatura de 50 °C. Calcula la masa molecular de este gas.

Se aplica una variación de la ecuación de los gases, ya que $n = m/M$:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{5{,}25\,g \cdot 0{,}082\ atm \cdot dm^3 \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 323K}{2{,}14\ atm \cdot 1\ dm^3} =$$

$$= 64{,}98\ g \cdot mol^{-1}$$

Se trata del cloroetano: C_2H_5Cl, cuya masa molecular exacta es 64,5.

- **gases, teoría cinética de los** Teoría que explica el comportamiento de los gases como parte de la teoría cinético-molecular de la materia. Los gases reales se desvían de los postulados teóricos, sobre todo en lo que se refiere a la existencia de fuerzas intermoleculares y a las dimensiones de las moléculas.

⇨ CINÉTICO-MOLECULAR, TEORÍA

- **gases ideales** Gases que cumplen la ley general de los gases a cualquier temperatura. En un gas ideal o perfecto no hay fuerzas intermoleculares y el volumen ocupado por sus moléculas es despreciable frente al total. Si bien ningún gas cumple rigurosamente estas leyes, el hidrógeno, el nitrógeno y el helio se aproximan bastante a presiones bajas y temperaturas relativamente elevadas.
- **gases nobles** Elementos gaseosos del grupo 18 de la tabla periódica, también denominados *gases inertes*. Son el helio (He), el neón (Ne), el argón (Ar), el criptón (Kr), el xenón (Xe) y el radón (Rn). Se caracterizan por tener ocho electrones en la última capa (excepto el helio, que sólo tiene dos), lo que les confiere gran inercia química. Su energía de ionización es muy alta y su afinidad es nula. Las únicas interacciones son debidas a las fuerzas de Van der Waals, que aumentan al incrementarse el número atómico. Los gases nobles se encuentran en pequeñas cantidades en la atmósfera.
- **gas natural** Combustible fósil compuesto principalmente por metano, con entre un 5 y un 10 % de etano y propano. El gas de yacimiento debe someterse a una serie de tratamientos (como la eliminación del vapor de agua y de los componentes ácidos, y la separación del etano, el propano y los hidrocarburos más pesados) para obtener un gas con alto contenido en metano. Para el transporte se comprime el gas a elevadas presiones y se hace circular por gasoductos; en otros casos se puede licuar el gas enfriándolo a –160 °C.

gasolina Líquido fácilmente inflamable, incoloro y menos denso que el agua, que se obtiene del petróleo por destilación directa entre 60 °C y 200 °C o bien por craqueo de las fracciones pesadas. Químicamente es una mezcla de alcanos, cicloalcanos y compuestos aromáticos de cuatro a diez átomos de carbono, y a veces de alquenos. Se utiliza principalmente como carburante en los motores de combustión interna y como disolvente.

Gay-Lussac, ley de las combinaciones químicas de Ley experimental que dice que cuando dos gases se combinan entre sí, las relaciones entre los volúmenes están en una relación de números enteros y sencillos, siempre que tengan las mismas condiciones de presión y temperatura. De ahí se dedujo que si dos gases ocupan el mismo volumen, contienen el mismo número de partículas.

Gay-Lussac

Ejemplo

1 volumen de nitrógeno + 3 volúmenes de hidrógeno = 2 volúmenes de amoníaco.
Explicación de Gay-Lussac: 1 partícula de N + 3 partículas de H = 2 partículas de NH.
Masa reactivos: $1 \times 14 + 3 \times 1 = 17$ uma/masa productos: $2 \times (14 + 1) = 30$ uma.
Explicación de Avogadro: 1 molécula de N_2 + 3 moléculas de H_2 = 2 moléculas de NH_3.
Masa reactivos: $1 \times 28 + 3 \times 2 = 34$ uma/masa productos: $2 \times (14 + 3) = 34$ uma. Ahora sí son iguales.

Gay-Lussac, leyes de los gases de Charles y Leyes de los gases que relacionan el volumen y la presión con la temperatura. La primera ley dice que el volumen que tiende a ocupar un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta, siempre que la presión se mantenga constante: $\frac{V}{T} = \text{cte}$. La segunda ley dice que la presión a la que está sometido un gas en un recipiente herméticamente cerrado (volumen constante) es directamente proporcional a la temperatura absoluta: $\frac{P}{T} = \text{cte}$.

Ejercicio

Un tanque contiene gas metano a 27 °C y 10 atm de presión. Calcula la presión interna del gas si se calienta a 100 °C y se mantiene el volumen.

Se pasan los grados centígrados a kelvin:

$T_1 : 27 + 273 = 300$ K; $T_2 : 100 + 273 = 373$ K.

Se aplica la segunda ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1}; \quad \frac{10}{300} = \frac{x}{373}; \quad x = \frac{10 \cdot 373}{300} = 12{,}4 \text{ atm}$$

Geiger, contador Aparato utilizado para la detección de radiaciones. Consta de un cilindro metálico herméticamente cerrado en cuyo interior hay argón. La radiación entra a través de una ventana y al chocar con el gas lo ioniza. Esto produce una ionización secundaria que amplifica la inicial, lo que se va contabilizando.

gel Coloide formado por una sustancia dispersa líquida y un medio de dispersión sólido. La sustancia dispersa presenta una estructura molecular de fibras trenzadas que encierran al medio de dispersión. El resultado es un coloide móvil y deformable. Se pueden encontrar geles elásticos, que tienen una gran capacidad de regeneración, y geles rígidos (gel de sílice), que son irreversibles.

gelatina Mezcla de proteínas de alto peso molecular solubles en agua. Es un componente importante del colágeno de la piel y de los huesos de los mamíferos. Se utiliza en la industria alimentaria y en la farmacéutica.

geométrica, isomería ➪ ISOMERÍA

germanio Elemento químico de símbolo Ge, perteneciente al grupo 14 de la tabla periódica, de número atómico 32 y masa atómica 72,59. Es un sólido gris plateado, quebradizo y con propiedades semiconductoras. Químicamente se comporta como un metaloide. Es poco reactivo; es estable en contacto con el agua, las bases y los ácidos no oxidantes. Tiene cinco isótopos estables; el Ge-74 es el más abundante. Se conocen 24 radioisótopos. Se usa en la preparación de aleaciones especiales y en la industria electrónica.

Gibbs, energía libre de Función de estado termodinámica que relaciona la variación de entalpía de una reacción con la variación de entropía y permite predecir el sentido y la espontaneidad de una reacción. Se representa con la letra G y se miden sus variaciones, ΔG, asignando el valor 0 al elemento en su estado fundamental a 25 °C y 1 atm (condiciones normales). También se la conoce con el nombre de *entalpía libre de Gibbs*. Si $\Delta G < 0$, la reacción se realiza de forma espontánea; si $\Delta G = 0$, la reacción es reversible; y si $\Delta G > 0$, no se realiza la reacción directa (en todo caso se dará en sentido contrario).

Gibbs-Helmholtz, ecuación de Ecuación que relaciona la variación de entalpía y de entropía de un sistema a una presión y temperatura determinadas: $\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \cdot \Delta S_r^\circ$ donde ΔH es la entalpía y $T \cdot \Delta S$,

el calor entrópico o variación del desorden del sistema. Permite calcular energías libres de Gibbs, así como determinar la espontaneidad de un proceso.

glicérido Éster de ácidos grasos con la glicerina. Según el número de esterificaciones existen los monoglicéridos, los diglicéridos y los triglicéridos. Pertenecen al grupo de los lípidos.

glicerina Trialcohol alifático llamado también *glicerol* y *1,2,3-propanotriol*, $CH_2OH - CHOH - CH_2OH$. Es un líquido viscoso, miscible en agua y alcohol, y muy higroscópico. Se obtiene en la industria como un subproducto de la fabricación de jabones. Los ésteres de la glicerina con ácidos grasos de cadena larga son los glicéridos. Se utiliza en cosméticos.

glicólisis Secuencia de reacciones que convierte la glucosa en piruvato, con producción de ATP. Se pueden distinguir dos fases. En la primera, la glucosa se fosforila y se fragmenta en dos unidades de triosafosfato. Esta etapa requiere dos moléculas de ATP por cada molécula de glucosa. En la segunda etapa, las triosasfosfato se transforman en piruvato y se obtienen dos moléculas de ATP por cada molécula de piruvato. La glicólisis puede ser aerobia o anaerobia.

glúcidos Conjunto de biomoléculas caracterizadas por ser aldehídos o cetonas con múltiples grupos hidroxilo. Su fórmula empírica es $(CH_2O)_n$; por eso se las denomina también *hidratos de carbono*. Los monosacáridos o azúcares sencillos están constituidos por una sola unidad de polihidroxialdehído o polihidroxicetona. Los oligosacáridos contienen de dos a diez unidades de monosacáridos unidos mediante enlaces glucosídicos. Los polisacáridos contienen muchas unidades de monosacáridos enlazadas que forman cadenas lineales o ramificadas.

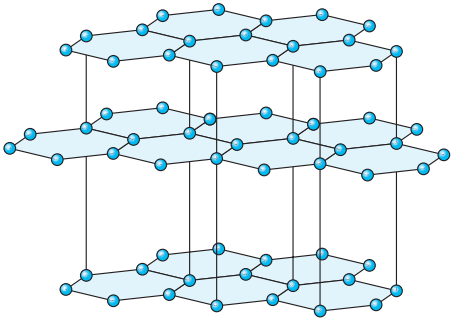
glucosa Aldehído polialcohólico de seis átomos de carbono. Es la aldohexosa más extendida en la naturaleza. En estado natural se encuentra en forma de D-glucosa. El comportamiento químico de la glucosa es el de las aldohexosas: puede fermentar y producir alcohol etílico y dióxido de carbono, y también puede ser metabolizada por numerosos microorganismos y producir ácido acético, ácido butírico, ácido cítrico, alcohol butílico y acetona. Forma parte de polisacáridos como el almidón, el glucógeno y la celulosa. Tiene un papel esencial en el metabolismo como fuente de energía y es la iniciadora de la glicólisis.

grados de libertad Número máximo de variables (temperatura, presión, concentración, etc.) que deben fijarse para que un sistema químico quede bien definido.

Ejemplo

Si se fijan valores para la presión y la temperatura de una masa de gas dada, el volumen de este gas queda automáticamente definido. Por ello se dice que los grados de libertad son dos.

grafito Mineral formado por carbono perteneciente al grupo de los elementos nativos. Es una forma alotrópica natural del carbono, la más estable de todas. Su estructura está formada por hexágonos de átomos de carbonos unidos con otros hexágonos mediante enlaces covalentes, creando capas. Las diferentes capas están unidas mediante fuerzas de Van der Waals.



Se presenta en masas de color gris y brillo metálico. Cristaliza en el sistema hexagonal y tiene una dureza de 1 a 2. Conduce bien la electricidad. Se utiliza en la fabricación de crisoles refractarios, electrodos, pinturas, lubricantes, minas de lápices, en galvanoplastia y tecnología nuclear.

grasas Ésteres de glicerina en los que predominan como componentes ácidos grasos saturados, como el palmítico o el esteárico. Son lípidos sólidos a temperatura ambiente.

gravimetría Método de análisis cuantitativo que permite saber la cantidad de un componente en una sustancia haciendo que éste reaccio-

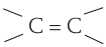
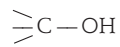
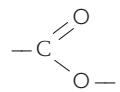
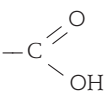
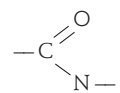
grupo funcional

ne con un reactivo y se obtenga un compuesto estable, generalmente mediante la formación de un precipitado. Se filtra, se seca y finalmente se pesa, para después determinar el porcentaje del componente en la sustancia inicial.

grupo funcional Átomo o grupo de átomos que dan a un compuesto orgánico una serie de propiedades características. Las sustancias que poseen un grupo funcional reciben un nombre específico. Existen numerosos compuestos que contienen más de un grupo funcional; se denominan *polifuncionales*.

Ejemplo

Los principales grupos funcionales orgánicos son los siguientes:

alqueno		alcohol	
alquino		cetona	
aldehído		amina	
éter		éster	
ácido carboxílico		amida	

grupos de la tabla periódica Cada uno de los conjuntos de elementos de la tabla periódica que, situados en una columna, tienen propiedades parecidas y forman una familia. Químicamente se caracterizan por tener la misma configuración electrónica en la última capa del átomo; ésta es la causa de la similitud en sus propiedades. Los grupos están numerados con caracteres romanos del I al VIII seguidos de la letra A para los grupos normales y B para los elementos de transición y doble transición; también se numeran del 1 al 18.

➪ PERIÓDICA, TABLA; APÉNDICE

Hh

Haber-Bosch, método Proceso de obtención de amoníaco desarrollado por Fritz Haber y Carl Bosch. Consiste en la combinación directa de hidrógeno y nitrógeno en presencia de catalizadores (una mezcla de molibdeno, hierro y óxido de aluminio) a 500 °C y 300 atm de presión. Reacción de síntesis del amoníaco:

$$N_{2(g)} + 3H_{(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}; \quad \Delta H_f^\circ = -92{,}3 \text{ kJ}$$

hafnio Elemento químico de símbolo Hf, perteneciente al grupo 4 de la tabla periódica, de número atómico 72 y masa atómica 178,49. Se presenta como un metal blanco plateado, duro y dúctil. Químicamente es un elemento muy similar al circonio. En general, es poco reactivo. Es atacado suavemente por el aire. No reacciona con el agua, los ácidos no oxidantes ni las bases; en contacto con ácidos oxidantes se pasiva. Tiene seis isótopos estables o de vida media muy larga, siendo el Hf-180 el más abundante; se conocen 27 radioisótopos. Se utiliza para crear aleaciones para filamentos de bombillas y para fabricar barras de control para centrales nucleares.

halita Mineral de fórmula NaCl perteneciente al grupo de los haluros. También se le denomina *sal común*. Se presenta en forma de cristales cúbicos de gran tamaño con las aristas redondeadas, o bien en masas informes con agregados microcristalinos; la coloración suele ser blanca o incolora. Cristaliza en el sistema cúbico y tiene una dureza de 2. Se utiliza como condimento y en la conservación de alimentos, y es la materia prima para la obtención de cloro e hidróxido de sodio.

halógenos Denominación del conjunto de los elementos del grupo 17 de la tabla periódica. Son el flúor (Z = 9), el cloro (Z = 17), el bromo (Z = 35), el yodo (Z = 53) y el astato (Z = 85). Se caracterizan por tener cinco electrones en los orbitales *p* más externos; todos ellos pueden combinarse con número de oxidación –1. En estado natural, apa-

recen en forma de moléculas diatómicas o bien formando numerosos compuestos halogenados. Son elementos muy reactivos y agentes oxidantes enérgicos. Los más ligeros forman enlaces iónicos, mientras que la capacidad de formar enlaces covalentes aumenta al bajar por el grupo.

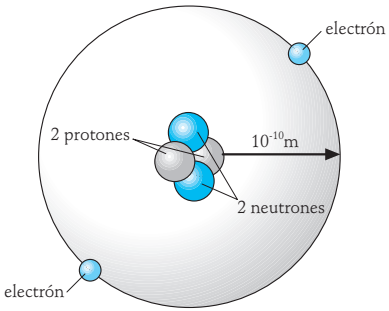
haluros Combinaciones binarias de un halógeno con elementos más electropositivos. Se pueden dividir en dos grupos: haluros covalentes y haluros iónicos. Los primeros corresponden a las combinaciones del halógeno con un no metal, incluyendo la combinación entre dos halógenos o compuestos interhalogenados. Se caracterizan por tener puntos de fusión y de ebullición bajos y por comportarse como ácidos de Lewis. En los compuestos interhalogenados, las propiedades físicas son intermedias de las de los elementos constituyentes. Los haluros iónicos se dan especialmente en las combinaciones de un halógeno con un elemento alcalino o alcalino-térreo. Muchos de ellos forman redes tridimensionales que dan lugar a estructuras cristalinas incoloras, con puntos de fusión o de ebullición elevados; conducen la electricidad en disolución acuosa y fundidos.

hassio Elemento químico de símbolo Hs, perteneciente al grupo 8 de la tabla periódica, de número atómico 108. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza. Se ha conseguido en cantidades microscópicas; se supone que se trata de un metal gris o blanco plateado, con unas propiedades químicas similares a las del osmio. Se conocen siete radioisótopos, de los cuales el más estable es el Hs-269, con una vida media de 13 segundos.

Heisenberg, principio de incertidumbre de Principio enunciado por W. Heisenberg que establece que es imposible conocer con exactitud y a la vez la velocidad y la posición de un electrón en el interior del átomo en su estado fundamental. Cuanto más exacta es una medida, más imprecisa se hace la otra. Se expresa según la ecuación: $\Delta x \cdot \Delta p = h$, en donde x es la posición, p la cantidad de movimiento y h la constante de Planck.

helio Elemento químico de símbolo He, perteneciente al grupo 18 de la tabla periódica, de número atómico 2 y masa atómica 4,0026. Es el segundo elemento más abundante en el Universo. Se presenta como un gas monoatómico incoloro, inodoro e insípido. Es muy ligero y el

elemento más difícil de licuar. El helio líquido subenfriado presenta el fenómeno de la superfluidez y una conductividad térmica multiplicada. Químicamente el helio es un elemento inerte, el menos reactivo de todos los gases nobles. No reacciona con el agua, el aire, los ácidos ni las bases. Tiene dos isótopos estables, el He-3 y el He-4. Se utiliza como atmósfera inerte en soldadura, en la preparación de combinaciones gaseosas especiales para inmersiones submarinas, en globos aerostáticos, como refrigerante para superconductores y en cirugía.



Estructura subatómica del He-4.

heptano Alcano de siete átomos de carbono, presente en el petróleo y que tiene distintos isómeros de cadena. El más importante es el heptano lineal, $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$, líquido inflamable que hierve a 98,4 °C y que se inflama a –1 °C. Se utiliza junto con el isooctano para determinar la velocidad de detonación de los combustibles líquidos.

Hess, ley de Ley de la termoquímica enunciada por Hess según la cual el calor que interviene en una reacción química a presión o a volumen constante es el mismo tanto si se hace en un solo camino como en varias etapas; esto quiere decir que la variación energética es constante y sólo depende del punto inicial y del final de la reacción. La ley de Hess permite sumar y restar las ecuaciones químicas y, de este modo, obtener calores de reacción. Como se da valor entalpía 0 a los elementos, si se conocen las entalpías de formación, la entalpía de reacción se obtiene: $\Delta H_r^\circ = \sum_{\text{productos}} \Delta H_f^\circ - \sum_{\text{reactivos}} \Delta H_f^\circ$.

heterogénea

Ejemplo

La entalpía de formación del monóxido de carbono es difícil de calcular directamente, pero se puede obtener a través de la entalpía de formación del dióxido de carbono y de la entalpía de combustión del monóxido de carbono:

$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$; $\Delta H_f^\circ = -393{,}5$ kJ/mol $= \Delta H_1$

$CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$; $\Delta H_2 = \Delta H_c^\circ = -283$ kJ/mol $= \Delta H_2$

Si a la primera ecuación se le resta la segunda, se obtendrá la ecuación de formación del CO: $C_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)}$; ΔH_3 ?

Se hace lo mismo con la energía:

$\Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -393{,}5 - (-283) = -110{,}5$ kJ/mol.

heterogénea, mezcla ⇨ MEZCLA

hexosa Monosacárido de seis átomos de carbono. Puede tener función aldehído (aldohexosa) o cetona (cetohexosa). Ejemplos de aldohexosas son la glucosa y la galactosa, mientras que la fructosa es una cetohexosa.

hibridación Combinación de orbitales atómicos de diferente tipo, aunque de energías similares y con posibilidades de superposición amplias, que dan lugar a unos orbitales intermedios denominados *orbitales híbridos*. La hibridación es una explicación teórica del comportamiento real de los átomos en una reacción química, pero no quiere decir que existan en realidad. Se obtienen tantos orbitales híbridos como orbitales atómicos intervienen. Hay varios tipos de hibridación. La combinación de un orbital atómico tipo *p* y un orbital atómico tipo *s* da lugar a dos orbitales híbridos lineales; se mantienen los otros dos orbitales p (p_y, p_z) puros y perpendiculares al plano determinado por los dos híbridos sp. Con este modelo se pueden explicar la molécula del etino $CH \equiv CH$ y su triple enlace. Las moléculas resultantes son lineales. La combinación de un orbital atómico *s* con dos orbitales tipo *p* da lugar a tres orbitales híbridos sp^2, equivalentes y dispuestos en forma plana trigonal con ángulos de enlace de 120°; se mantiene el restante orbital p_z puro. Con este modelo se puede explicar la molécula de eteno $CH_2 = CH_2$. La combinación de un orbital atómi-

co *s* con tres orbitales tipo *p* da lugar a cuatro orbitales híbridos sp^3, equivalentes y dispuestos en forma tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°. Este modelo permite explicar la molécula de metano, CH_4, y la del agua, H_2O.

⇨ ORBITALES MOLECULARES, TEORÍA DE LOS

híbrido de resonancia ⇨ RESONANCIA

hidratación Combinación de las moléculas del agua con los iones o moléculas polares del soluto en el proceso de disolución. Se realiza mediante interacciones electrostáticas o a través de puentes de hidrógeno. El agua tiene un momento dipolar relativamente alto, es una molécula pequeña y su carga es alta, por lo que se consigue una acción envolvente eficaz.

Ejemplo

La forma más simple de hidratación se da en el protón H^+. Al combinarse éste con una molécula de agua, H_2O, se obtiene el catión hidronio, H_3O^+. El ion H^+ no existe nunca libre, dada su elevada carga específica; por tanto, su capacidad de atracción es muy alta. En cambio, con el cesio, Cs^+, de tamaño mayor, la atracción es más pequeña, por lo que la hidratación con las moléculas de agua será más débil. En los iones complejos también se da el fenómeno de la hidratación: $[Cu(H_2O)_6]^{+2}$.

hidrato Compuesto químico que presenta moléculas de agua en su estructura. Las moléculas de agua pueden estar unidas mediante enlaces covalentes coordinados o fuerzas débiles (como los puentes de hidrógeno), pero también pueden haber quedado incluidas en los huecos de la estructura cristalina de la sustancia a la que están unidas. En cualquier caso, el número de moléculas de agua en la composición es siempre el mismo. Estas moléculas se pueden perder al calentar la sustancia; en ese caso se obtiene el compuesto anhidro.

- **hidratos de carbono** ⇨ GLÚCIDOS

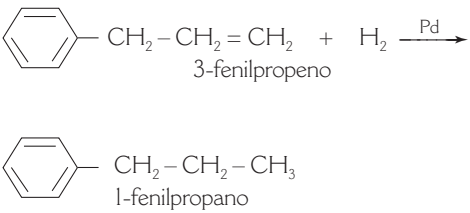
hidrocarburos Compuestos orgánicos que únicamente contienen átomos de carbono e hidrógeno. Los principales tipos son los alcanos, los alquenos, los alquinos y los arenos.

hidrogenación

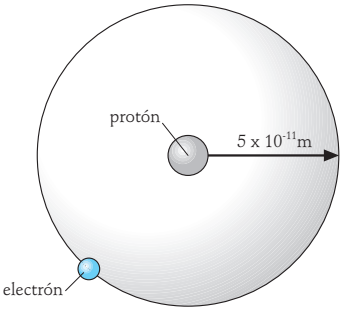
hidrogenación Reacción de adición de una molécula de hidrógeno a un enlace múltiple carbono-carbono en presencia de catalizadores metálicos.

$$\underset{\text{2-buteno}}{CH_3-CH=CH-CH_3} + H_2 \xrightarrow{Ni} \underset{\text{butano}}{CH_3-CH_2-CH_2-CH_3}$$

Los dobles y triples enlaces aislados son los que se reducen con mayor facilidad. Los alquenos conjugados (varios dobles enlaces alternados) y los sistemas aromáticos son más difíciles de hidrogenar. Los grupos carbonilo de aldehídos y cetonas se reducen muy lentamente.



hidrógeno Elemento químico de símbolo H, perteneciente al grupo 1 de la tabla periódica, de número atómico 1 y masa atómica 1,0079. Se presenta como un gas ligero formado por moléculas diatómicas. Es incoloro, inodoro e insípido. Está formado por dos tipos de átomos de hidrógeno, el ortohidrógeno (espín 0) y el parahidrógeno (espín 1). Presenta puntos de fusión y ebullición muy bajos. Tiene una gran difusividad en metales. Químicamente es un elemento poco reactivo a temperatura ambiente, más parecido a los halógenos que a los elementos alcalinos. No reacciona con el aire, el agua, los ácidos ni las bases. En cambio, a temperaturas elevadas, es una de las sustancias más inflamables que existen. Tiene dos isótopos estables, el H-1 y el H-2 o deuterio. Se conocen cuatro radioisótopos, de los cuales el más importante es el H-3 o tritio. Se usa como combustible de cohetes, en la síntesis del amoníaco, en la industria petroquímica, en la hidrogenación de compuestos orgánicos y en soldadura.



Estructura subatómica del hidrógeno.

¿SABÍAS QUE...? hidrógeno

En la Tierra la mayor parte del hidrógeno se encuentra en forma de agua, mientras que en la atmósfera hay una cantidad pequeña de gas. Esto se debe a que el hidrógeno es tan volátil que la gravedad de la Tierra no es lo suficientemente fuerte como para retenerlo. Por tanto, el hidrógeno atmosférico se va perdiendo lentamente hacia el espacio interplanetario.

- **hidrógeno, enlace de puente de** ⇨ ENLACE DE PUENTE DE HIDRÓGENO
- **hidrógeno, pila de** Dispositivo de obtención de energía a partir de la reacción del hidrógeno almacenado en la pila con el oxígeno del aire. En la reacción se obtiene vapor de agua y energía calorífica. El uso de la pila de hidrógeno supone una enorme mejora en la emisión de gases contaminantes y en la disminución del efecto invernadero. Se está empezando a utilizar en los autobuses urbanos.

hidrogenocarbonatos Sales formadas por la unión del anión hidrogenocarbonato, HCO_3^-, con cationes. Tradicionalmente han sido denominados *bicarbonatos*.

hidrogenosulfatos Sales formadas por la unión del anión hidrogenosulfato, HSO_4^-, con un catión. Tradicionalmente han sido denominados *bisulfatos*.

hidrogenosulfitos

hidrogenosulfitos Sales formadas por la unión del anión hidrogenosulfito, HSO_3^-, con elementos electropositivos. Tradicionalmente han sido denominados *bisulfitos*.

hidrólisis Reacción química de un compuesto con el agua en la que el compuesto tiende a disociarse. En el caso de la hidrólisis de una sal, la disolución resultante puede ser ácida, básica o neutra. Si la sal deriva de un ácido fuerte y una base débil, el pH resultante es ácido; si deriva de un ácido débil y una base fuerte, el pH resultante es básico; y si deriva de un ácido y de una base de igual fortaleza, el pH resultante es neutro. Según la teoría de Brönsted y Lowry, se considera una reacción ácido-base de transferencia de protones en la que el agua puede captar protones (forma H_3O^+) o cederlos (forma OH^-).

- **hidrólisis, constante de** Constante que relaciona la concentración de los productos hidrolizados con la concentración de sal no disociada. Reacción de hidrólisis: AB + H_2O = HA (ácido) + BOH (base) y la constante: $K_h = \frac{[HA] \cdot [BOH]}{[AB]}$. (La concentración del agua se incluye en la constante). En general, se pueden obtener las constantes a partir de la constante de autoionización del agua, $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^{-1}] = 10^{-14}$, dado que $K_w = K_h \cdot K_{bas} = 10^{-14}$ si se conoce la constante de la base o del ácido.

Ejemplo

Si la hidrólisis es de un ácido fuerte y una base débil, como el NH_4Cl, solamente se hidroliza el catión amonio. La constante K_h, al ser ácida, $K_h = K_a$, se calcula así: $K_h = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} = 5{,}55 \cdot 10^{-10}$ y el $pH = -\log[H_3O^+]$.

Si la hidrólisis es de un ácido débil y una base fuerte, como KCN, solamente se hidroliza el anión cianuro. La constante K_h, al ser básica, $K_h = K_b$, se calcula así: $K_h = \frac{[HCN] \cdot [OH^{-1}]}{[CN^{-1}]}$ y el $pH = -\log \frac{10^{-14}}{[OH^{-1}]}$.

Ejercicio

Calcula el pH de una disolución 0,2 M de acetato de sodio, la K_h y el % de moles hidrolizados. La constante de acidez del ácido acético es $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

En primer lugar se disocia totalmente la sal: $NaCH_3COO \rightarrow \rightarrow Na^+ + CH_3COO^{-1}$, y se obtienen 0,2 moles de cada ion. El catión Na^+ no se hidroliza; es estable por proceder de una base fuerte totalmente disociada. En cambio, el ion acetato se hidroliza según: $CH_3COO^{-1} + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^{-1}$ y se establece el equilibrio siguiente:

inicio	0,2 M		0	0
reacciona	x	se forma	x	x
equilibrio	0,2-x	x	x	

Se calcula la constante de hidrólisis que será básica:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}55 \cdot 10^{-10}$$

Y para el pH, la ecuación de la constante en el equilibrio:

$$K_h = 5{,}55 \cdot 10^{-10} = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^{-1}]}{[CH_3COO^{-1}]} = \frac{x \cdot x}{0{,}2 - x}$$

Dado que la K_h es muy pequeña, se puede despreciar el término *x*, ya que ha de ser un valor ínfimo frente a 0,2 y por eso: $0{,}2 - x \approx 0{,}2$. Se calcula el valor x:

$$5{,}55 \cdot 10^{-10} * 0{,}2 = x^2$$

$$x = \sqrt{1{,}11 \cdot 10^{-10}} = 1{,}05 \cdot 10^{-5} \text{ moles/l} = [OH^{-1}]$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^{-1}]} = 9{,}52 \cdot 10^{-10}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 9{,}52 \cdot 10^{-10} = 9{,}02$$

El resultado es básico débil. Por último, para calcular el % de moles hidrolizados:

→

hidronio

$$\% \text{ moles hidrolizados} = \frac{\text{moles obtenidos}}{\text{moles iniciales}} \cdot 100 = \frac{1{,}05 \cdot 10^{-5}}{0{,}2} \cdot$$
$$\cdot 100 = 5{,}25 \cdot 10^{-3} \%$$

Es una cantidad muy pequeña, pero suficiente para dar un pH básico.

hidronio, ion Ion positivo formado entre el protón H^+ y una molécula de agua; se representa por H_3O^+. Este ion existe en el agua, puesto que la carga específica del protón es tan grande que atrae a las moléculas polares de agua y tiende a unirse a ellas mediante enlace covalente coordinado.

hidróxido de bario ⇨ BARIO, COMPUESTOS DE

hidróxido de calcio ⇨ CALCIO, COMPUESTOS DE

hidróxido de litio ⇨ LITIO, COMPUESTOS DE

hidróxido de sodio ⇨ SODIO, COMPUESTOS DE

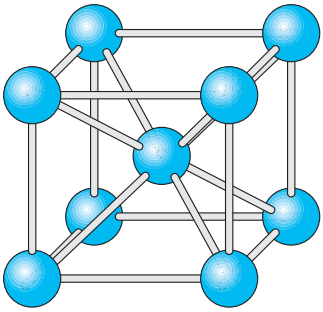
hidróxidos Compuestos químicos formados por la combinación de uno o más aniones OH^- con cationes.

hidruros Combinaciones binarias del hidrógeno con otro elemento. Existen tres tipos: hidruros salinos o iónicos, que se forman por la unión del hidrógeno con un elemento muy electropositivo, como los alcalinos o alcalino-térreos; hidruros metálicos o intersticiales, que son los formados por la unión del hidrógeno con un metal de transición, e hidruros covalentes, que son los formados por la unión del hidrógeno con elementos no metálicos del bloque p.

hielo Compuesto sólido cristalino de fórmula H_2O. El hielo se forma al enfriar agua líquida por debajo de su punto de congelación (0 °C); durante este proceso aumenta de volumen. Esto significa que la densidad del hielo es menor que la del agua líquida, 0,91 g/cm^3 a 0 °C. El hielo, en condiciones normales, presenta una estructura cristalina hexagonal, pero existen otras formas polimorfas de hielo, como el hielo cúbico.

hierro Elemento químico de símbolo Fe, perteneciente al grupo 8 de la tabla periódica, de número atómico 26 y masa atómica 55,847. Es un

elemento muy abundante en la naturaleza. Tiene varias formas alotrópicas; la alfa o ferrita es cúbica centrada en las caras y es la más estable a temperaturas normales.



Empaquetamiento del hierro alfa.

En esta forma el hierro se presenta como un metal gris plateado, blando, dúctil, maleable y ferromagnético. Químicamente es bastante reactivo. Reacciona suavemente con el aire; si el hierro está al rojo, arde. No reacciona en presencia del agua, pero sí lo hace con ácidos no oxidantes. Se pasiva en contacto con los ácidos oxidantes. Tiene cuatro isótopos estables, siendo el Fe-56 el más abundante. Se utiliza en forma de aleaciones ferrosas, hierro forjado y acero, en la fabricación de electroimanes y en galvanoplastia.

- **hierro, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan hierro en su estructura. Destacan el cloruro, el óxido y el sulfato. El cloruro férrico, $FeCl_3$, es un sólido cristalino verdoso oscuro, bastante reactivo, que se usa como agente floculante, como desinfectante y en el marcaje de superficies metálicas. El óxido férrico, Fe_2O_3, es un sólido rojo oscuro que se utiliza en la producción de pigmentos, en el pulido de piedras preciosas, en cosmética y como medio magnetizable para soportes magnéticos. El sulfato ferroso o vitriolo verde, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, es un sólido azul-verdoso, de bajo punto de fusión (65 °C), que se usa como mordiente en la producción de colorantes, fertilizantes, tinta, en el tratamiento de aguas y en la producción de sales férricas.

hipo- Prefijo que indica que el elemento central de un compuesto químico se encuentra con el número de oxidación más bajo.

hipocloritos

hipocloritos Compuestos químicos procedentes de la unión del anión hipocloroso, ClO^-, con un catión. Son agentes oxidantes enérgicos.

hipofosforoso, ácido Oxoácido del fósforo de fórmula H_3PO_2. Se presenta como un líquido amarillo pálido que se descompone al calentarlo por encima de 108 °C. Se utiliza en la producción de fertilizantes, colorantes y polímeros.

holmio Elemento químico de símbolo Ho, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 67 y masa atómica 164,93. Se presenta como un metal gris plateado, blando y maleable. A bajas temperaturas es ferromagnético; al calentarlo pasa a tener comportamiento antiferromagnético y posteriormente se vuelve muy paramagnético. Químicamente es poco reactivo. Reacciona lentamente con el aire a temperatura ambiente, aunque en caliente la reacción es enérgica. También reacciona con el agua y los ácidos no oxidantes. Tiene un único isótopo estable, el Ho-165; también se conocen seis radioisótopos. Se usa para fabricar algunas aleaciones y dispositivos electrónicos, y como catalizador.

hormona Sustancia orgánica de acción específica sobre la función de determinados tejidos. Son producidas por glándulas de secreción interna (glándulas endocrinas) o por determinados tejidos, y secretadas a la sangre, que las transporta a los órganos efectores. Las principales glándulas endocrinas, secretoras de hormonas, son la hipófisis, la médula suprarrenal, la tiroides, el páncreas, los ovarios y los testículos. Constituyen un sistema de regulación que, juntamente con la regulación nerviosa, mantienen el complejo equilibrio en el organismo.

hulla ⇨ CARBÓN

humo Mezcla heterogénea constituida por partículas sólidas muy finas dispersas en el aire. Se origina por una combustión incompleta de compuestos de carbono y otros elementos inflamables que dejan residuos que se esparcen y difunden por el aire.

Hund, regla de la máxima multiplicidad de Regla que establece que, cuando se colocan los electrones en orbitales del mismo subnivel, se disponen primero desapareados y después se completan los orbitales con el segundo electrón dispuesto en forma antiparalela (↓). Esta disposición se explica por la repulsión que existiría entre los electrones si estuvieran apareados en un mismo orbital y los otros quedaran vacíos.

incandescencia Fenómeno por el que una sustancia emite radiación luminosa al ser excitada mediante energía térmica a altas temperaturas. Los electrones de los átomos se excitan y, al volver al nivel fundamental, la energía absorbida es emitida en forma de radiación luminosa.

incertidumbre, principio de ⇨ HEISENBERG, PRINCIPIO DE

indicador Sustancia que permite el seguimiento de una reacción mediante un cambio de color. Existen indicadores de varios tipos: ácido-base, oxidación-reducción (redox) y de adsorción. Los indicadores ácido-base o indicadores del pH son los más utilizados. Generalmente son ácidos débiles de tipo orgánico que poseen colores variables según el pH de la disolución; la parte no disociada tiene un color y la disociada, otro. Cada indicador tiene un intervalo de pH donde se produce el cambio de color, el pH de viraje. Por eso se ha de utilizar el adecuado en cada reacción.

Indicador	Color zona ácida	Color zona básica	pH de viraje
rojo congo	azul-violeta	rojo	3,0 – 5,2
rojo de metilo	rojo	amarillo	4,0 – 4,4
tornasol	rojo	azul	5,0 – 8,0
azul de bromotimol	amarillo	azul	6,0 – 7,6
fenolftaleína	incoloro	púrpura	8,2 – 10,0

Los indicadores redox son sustancias capaces de oxidarse y presentan diferente color en forma oxidada que en forma reducida. Es el caso del azul de metileno, incoloro en la forma reducida y azul en la oxidada. Los indicadores de adsorción se usan en las valoraciones en las que se forma un precipitado.

- **indicador universal** Mezcla de indicadores escogidos de tal manera que muestran cambios de color definidos a lo largo de la escala del pH.

indio

indio Elemento químico de símbolo In, perteneciente al grupo 13 de la tabla periódica, de número atómico 49 y masa atómica 114,82. Se presenta como un metal blanco plateado, blando, dúctil y maleable. Es un elemento bastante reactivo. Es estable en contacto con el aire y con el agua a temperatura ambiente, pero arde en presencia de oxígeno si se calienta. Reacciona suavemente con los ácidos, pero es estable en contacto con las bases. Tiene dos isótopos estables o de vida media muy larga, el In-113 y el In-115. Se conocen 35 radioisótopos. Se usa en la fabricación de aleaciones, en dispositivos electrónicos y en espejos.

infrarroja, radiación Radiación electromagnética correspondiente a una zona del espectro que va desde 8 000 Å hasta 0,1 cm, de longitud de onda superior a la visible. Posee un gran poder de penetración. Se designa con las letras I.R.

inhibidor ⇨ CATALIZADOR NEGATIVO

intercambio iónico Proceso en el que un ion de un compuesto se cambia por otro. En las resinas intercambiadoras de iones, una determinada especie iónica es retenida por la resina y reemplazada por otro ion, que es aportado por una disolución que atraviesa la resina.

invernadero, efecto Efecto de calentamiento de la atmósfera y de la superficie de un planeta debido a que la atmósfera deja penetrar la radiación solar (de onda corta) y retiene la terrestre (de onda larga). Esto provoca un aumento de la temperatura en el suelo y en las capas de aire próximas a él. Así, por término medio, la Tierra se encuentra 45° por encima de la temperatura que tendría en ausencia de atmósfera. El poder de absorción de la atmósfera es debido a la presencia de vapor de agua y dióxido de carbono y, en menor medida, al ozono. El aumento de dióxido de carbono en la atmósfera como resultado de las actividades humanas (procesos industriales, combustión de motores de vehículos) podría comportar un aumento incontrolado de la temperatura del planeta.

ion Átomo o grupo de átomos que ha ganado o perdido electrones y presenta carga eléctrica. Los electrones que se transfieren son los de la capa externa del átomo, fácilmente ionizables. Pueden perderse o ganarse hasta tres electrones; más de tres sería difícil porque la atracción del núcleo positivo sobre los que quedan o bien la repulsión sobre el exceso de electrones sería más intensa.

Ejemplo

Iones simples: Na^{+}, Ca^{+2}, Al^{+3}, Cl^{-1}, O^{-2}.
Iones de grupos de átomos: NO_3^{-1} ion nitrato, NH_4^{+} ion amonio, PO_4^{-3} ion fosfato.
Iones complejos: $[Cu(NH_3)_6]^{2+}$.

- **ion complejo** Ion formado entre un catión metálico o un átomo neutro y moléculas polares o iones, denominados *ligandos*, que están unidos mediante un enlace covalente coordinado. Los ligandos son los que aportan los pares de electrones necesarios.

  ⇨ COMPUESTOS DE COORDINACIÓN

- **ion común, efecto del** Desplazamiento del equilibrio de un electrólito débil en disolución acuosa al introducir una sustancia ionizable que contenga un ion presente en el equilibrio del electrólito. Este efecto tiene lugar en dos tipos de reacciones. En las reacciones ácido-base se produce una disminución de la ionización, de forma que el ácido o la base se hacen menos fuertes. En las reacciones de precipitación, la introducción de un ion presente puede conseguir disolver precipitados muy insolubles. El ion común también desempeña un papel favorable en la formación de precipitados, como en el caso de disoluciones saturadas de una sustancia relativamente insoluble, donde la presencia de un ion común hace que la reacción se desplace hacia el sólido insoluble.

  ⇨ PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

FÍJATE BIEN ion común, efecto del

Un ácido débil se hace menos débil al introducir una sal que contenga un ion común. Una base débil se hace más débil al introducir una sal que contenga un ion común.

ionización Variación del número de electrones en un átomo o molécula, con formación de iones positivos (catión) o negativos (anión),

o bien disociación iónica de una molécula polar. El proceso tiene lugar gracias a la aportación externa de energía. En agua, los ácidos y las bases son fácilmente ionizables.

● **ionización, energía de** ⇨ ENERGÍA DE IONIZACIÓN

iridio Elemento químico de símbolo Ir, perteneciente al grupo 9 de la tabla periódica, de número atómico 77 y masa atómica 192,2. Se presenta como un metal blanco plateado, quebradizo, denso y muy duro. Químicamente es muy inerte y su comportamiento es similar al del platino. No es atacado por el aire, el agua, los ácidos ni las bases. Tiene dos isótopos estables, el Ir-191 y el Ir-193. Se conocen 33 radioisótopos. Es muy utilizado en aleaciones para material de precisión, instrumentos quirúrgicos, crisoles de altas temperaturas, etc.

¿SABÍAS QUE...? iridio

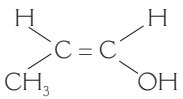
En el siglo XIX se creó la Oficina Internacional de Pesos y Medidas, que tenía la misión de buscar un sistema básico. Como unidad de longitud se tomó el metro y se fabricó una barra sólida con materiales inalterables que marcaba exactamente esta longitud. Así se creó el metro-patrón de platino e iridio, que aún se conserva en la sede de la Oficina Internacional de Pesos y Medidas.

irreversible, proceso Reacción química que finaliza al consumirse plenamente los reactivos. Los productos obtenidos no son capaces de volver a reaccionar para dar nuevamente los reactivos. Son irreversibles las reacciones de descomposición térmica en recipiente abierto, así como las reacciones de combustión.

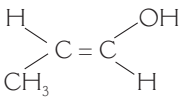
Ejemplo

El $KClO_3$ se descompone por la acción del calor en cloruro de potasio sólido y O_2 gas. Si la reacción tiene lugar en un recipiente abierto, el oxígeno se mezcla con la atmósfera y difícilmente realizará la reacción contraria.

isomería Fenómeno por el que algunos compuestos tienen la misma fórmula molecular pero distinta fórmula estructural, es decir, presentan una diferente disposición en el espacio de sus átomos. Estos compuestos, llamados *isómeros*, tienen propiedades físicas y químicas distintas. La isomería plana es aquella en la que la diferente disposición de los enlaces se distribuye en el mismo plano. La estereoisomería es aquella en la que la distribución de los enlaces diferentes tiene lugar en el espacio tridimensional. Ésta puede subdividirse, a su vez, en geométrica y óptica. La geométrica o cis-trans es aquella en que los isómeros presentan distintas disposiciones de los grupos respecto a un doble enlace; se dice que el isómero es cis cuando los radicales más masivos están en el mismo lado del enlace, mientras que son trans cuando se encuentran en posición transversal respecto del enlace.



Cis-1-propen-1-ol



Trans-1-propen-1-ol

La óptica se debe a la diferente disposición tetraédrica de cuatro grupos distintos unidos a un carbono central, denominado *carbono asimétrico*. Los isómeros ópticos son imágenes especulares uno de otro y desvían la luz polarizada, uno a la derecha (isómero dextro) y otro a la izquierda (isómero levo).

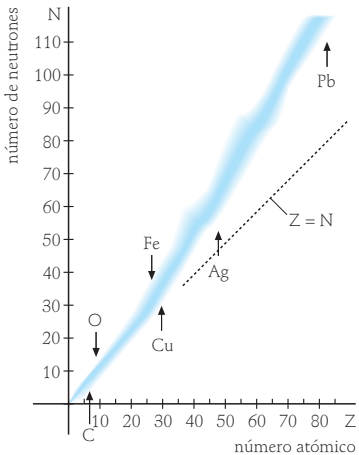
isótopo Cada uno de los átomos que tienen el mismo número atómico pero distinto número másico. Esto quiere decir que el número de protones es el mismo, pero el número de neutrones es distinto. Se conocen más de 300 isótopos naturales. Al aumentar la masa atómica, también aumenta la posibilidad de encontrar isótopos. Aunque las propiedades químicas de los isótopos sean similares, hay pequeñas diferencias físicas. Dado que la mayor parte de los elementos tienen isótopos, la masa atómica del elemento se obtiene mediante la media ponderada respecto del porcentaje de cada isótopo.

isótopo

Ejemplo

Isótopos naturales del carbono: C_6^{12}, que contiene 6 protones y 6 neutrones (su porcentaje en la naturaleza es del 98,9 %) y C_6^{13}, que contiene 6 protones y 7 neutrones (su porcentaje es del 1,1 %).

- **isótopo radiactivo** Isótopo no estable que se descompone en otros emitiendo partículas radiactivas. La radiactividad natural genera isótopos radiactivos que, a través de una secuencia fija de emisión radiactiva, la serie radiactiva, se convierten en isótopos estables. Las reacciones nucleares generan también numerosos isótopos radiactivos. La inestabilidad de los isótopos se explica cuando el número másico del isótopo está fuera de la zona o banda de estabilidad.



Neutrones y protones de núcleos estables que forman una banda de estabilidad.

Los isótopos de los elementos pesados son radiactivos. Tienen una vida media muy pequeña, lo que dificulta su estudio. Tienen aplicación en medicina, en diagnosis y en terapéutica.

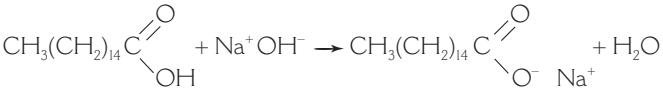
iterbio Elemento químico de símbolo Yb, perteneciente a la serie de los

lantánidos, de número atómico 70 y masa atómica 173,04. Se presenta como un metal blanco plateado, blando, dúctil y maleable. Químicamente es un elemento reactivo. Se oxida lentamente en contacto con el aire. Es atacado suavemente por el agua y los ácidos no oxidantes. Tiene siete isótopos estables; se conocen 27 radioisótopos. Se usa en la preparación de aleaciones, en la fabricación de láseres y materiales magnéticos, y en la industria electrónica.

itrio Elemento químico de símbolo Y, perteneciente al grupo 3 de la tabla periódica, de número atómico 39 y masa atómica 88,905. Se presenta como un metal gris plateado, dúctil y maleable. Químicamente se parece a los elementos del grupo de los lantánidos. La reacción con el aire es vigorosa y puede llegar a incendiarse. Reacciona con el agua y los ácidos. Tiene un único isótopo natural, el Y-89. Se conocen 29 radioisótopos. Se usa en la preparación de aleaciones. También se utiliza para fabricar láseres, catalizadores, aparatos de microondas y superconductores de alta temperatura, y para producir el color rojo en los tubos de imagen de los televisores.

J j

jabón Detergente constituido por una sal de un hidróxido metálico y un ácido graso. Un ejemplo es el jabón de sodio del ácido palmítico, que se obtiene así:



ácido palmítico — palmitato de sodio

Los jabones de sodio son los jabones ordinarios de pastilla dura. Los jabones de potasio tienen puntos de fusión bajos y son jabones blandos.

¿SABÍAS QUE...? jabón

La molécula de palmitato de sodio tiene una parte no polar larga introducida en una gotita de grasa y una cabeza polar orientada hacia el medio acuoso. Las interacciones electrostáticas entre las cabezas polares y las moléculas de agua hacen que la gotita de grasa se emulsione o solubilice.

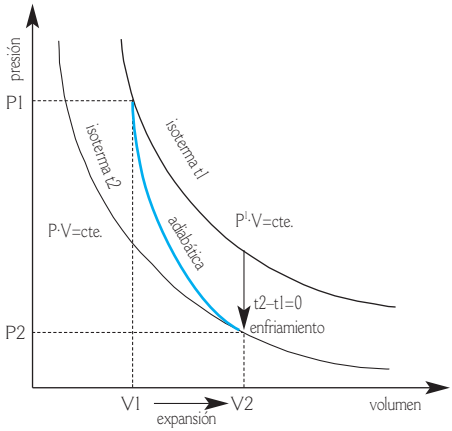
joule Unidad de medida de la energía del S.I. Su símbolo es J.

Joule, ley de Ley que establece que la energía interna de un gas es directamente proporcional a su temperatura, independientemente de la presión y del volumen que ocupe. Sólo se cumple a bajas presiones, ya que las fuerzas intermoleculares, que aumentan al incrementarse la presión, obstaculizan su cumplimiento.

Joule-Thomson, efecto Enfriamiento que se produce cuando se hace pasar un gas comprimido a presiones superiores a 250 atm a través de

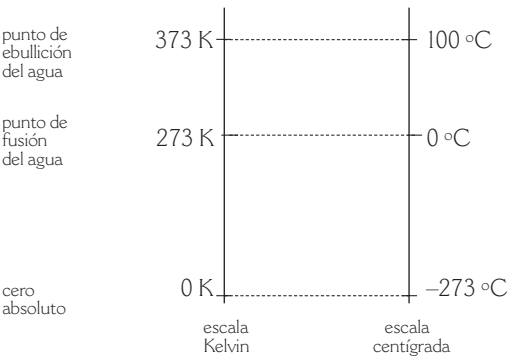
Joule-Thomson

una placa porosa o de un estrangulamiento. El gas se expande y se enfría proporcionalmente a la disminución de la presión. El hidrógeno y el helio presentan un efecto Joule-Thomson invertido a temperaturas ordinarias. Esto sucede en todos los gases por encima de una temperatura denominada *de inversión*. En el helio es de 25 K (–248 °C) y en el hidrógeno de 193 K (–80 °C). El efecto, que se emplea para licuar el aire y para obtener CO_2 sólido, está relacionado con desviaciones en las leyes de Boyle y de Joule.



Kk

Kelvin, escala absoluta Escala de temperatura que atribuye el valor de 273,16 K al punto triple del agua (0,098 °C y 4,58 mm de Hg): T(K) = t (°C) + 273,16.



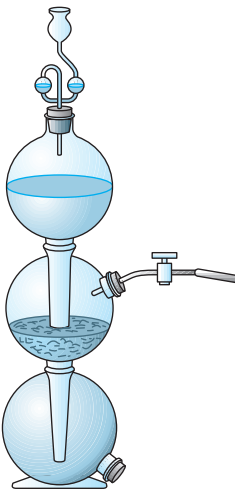
FÍJATE BIEN Kelvin, escala absoluta

La temperatura absoluta se expresa en kelvin y no en grados kelvin; el símbolo es K y no °K.

Kipp, aparato de Aparato de laboratorio usado para obtener sustancias gaseosas mediante reacciones químicas entre un sólido y un líquido. Consta de un recipiente de vidrio con tres compartimentos esféricos superpuestos. En la esfera superior se coloca el líquido, una disolución ácida, que cae a través de un pequeño recipiente. En la es-

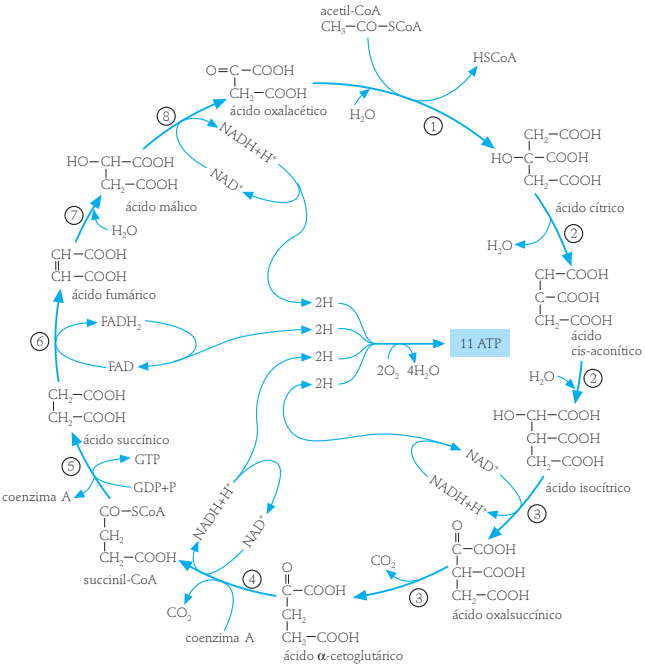
Krebs

fera intermedia se encuentra el sólido, que permite la salida del gas obtenido. La obertura del grifo permitirá una corriente constante y regulada del gas. Si el grifo se cierra, la presión del gas acumulado hace que el líquido caiga al recipiente inferior, termina la reacción y el gas asciende al recipiente superior por el tubo intermedio. Cuando se abre el grifo, el gas sale y la presión disminuye, con lo que el líquido retorna al recipiente central, entra en contacto con el sólido y continúa la producción de gas. Se emplea en la obtención de dióxido de carbono, CO_2, a partir de la reacción de HCl con $CaCO_3$, y de sulfuro de hidrógeno, H_2S, a partir del HCl y piritas de hierro u otros minerales.



Krebs, ciclo de Conjunto de reacciones que tienen lugar de manera cíclica y que tienen como finalidad la degradación del acetil-coenzima A (obtenido a partir del piruvato resultante de la glicólisis) hasta CO_2. Para ello se aprovecha la energía reductora obtenida mediante cadenas transportadoras de electrones para producir la fosforilación oxidativa. También recibe el nombre de *ciclo del ácido cítrico* o *de los ácidos tricarboxílicos*. El rendimiento energético que se obtiene es de 11 moles de ATP por cada mol de acetil-coenzima A que se incorpora al ciclo.

kriptón



kriptón ⇨ CRIPTÓN

L

laboratorio, material de Conjunto de utensilios, aparatos, recipientes e instrumentos utilizados en un laboratorio de química.

láctico, ácido Líquido incoloro, producto final de la glicólisis que se forma por reducción del ácido pirúvico, de fórmula $CH_3CHOHCOOH$. Aparece en las células musculares de los animales superiores (durante el período de reposo se transforma en glucosa en el hígado y en el corazón). Se produce también en la fermentación láctica, que interviene en la obtención de leche fermentada, quesos, col ácida, conservas vegetales ácidas, embutidos, productos de salazón de carnes, pescados y aceitunas. El ácido láctico evita la proliferación de microorganismos indeseables. Se usa como aditivo alimentario en calidad de acidulante, regulador del pH, antioxidante y conservador.

lactosa Disacárido natural que, por hidrólisis, libera galactosa y glucosa. La única fuente natural conocida es la leche de los mamíferos, sintetizada en las glándulas mamarias. Se usa en la preparación de leche en polvo para lactantes y como excipiente en la preparación de comprimidos.

lantánidos Denominación del conjunto de los elementos de la primera serie de transición interna, también llamados *tierras raras*. La serie incluye los 14 elementos, desde el cerio (Z = 58) hasta el lutecio (Z = 71). Estos elementos se caracterizan por ir ocupando progresivamente los orbitales 4f. El lantano no tiene ningún electrón en orbitales 4f, por lo que normalmente no se cuenta entre los lantánidos. A pesar del nombre de *tierras raras*, son elementos abundantes en la corteza terrestre, con la excepción del promecio. Se presentan como metales blandos bastante reactivos. Se suelen combinar con número de oxidación +3. Una característica que presentan es que el radio iónico de la serie decrece al aumentar el número atómico: es la denominada *contracción de los lantánidos*.

lantano

lantano Elemento químico de símbolo La, perteneciente al grupo 3 de la tabla periódica, de número atómico 57 y masa atómica 138,91. Se presenta como un metal gris plateado, blando, dúctil y maleable. Químicamente es bastante reactivo. Reacciona enérgicamente con el aire y en caliente puede llegar a arder. Reacciona suavemente con el agua y los ácidos. Tiene dos isótopos estables o de vida media muy larga, el La-138 y el La-139. Se conocen 37 radioisótopos. Se usa en la fabricación de aleaciones, vidrios ópticos, piedras para encendedores y catalizadores para hidrogenación, y en el tratamiento del hierro.

latón Aleación de cobre y cinc. Las propiedades del latón varían según el porcentaje exacto de cobre y cinc, así como debido a la presencia de otros metales. En general se presenta como un metal amarillo rojizo, dúctil, maleable y con elevada resistencia química.

laurencio Elemento químico de símbolo Lr, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 103. Es un elemento radiactivo que no se presenta en la naturaleza. No se conocen demasiado sus propiedades físicas y químicas; se presume que es un metal blanco o gris plateado. Químicamente se comporta como un actínido típico. Se conocen 15 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Lr-262, con una vida media de 3,6 horas.

Le Chatelier, principio de Principio que indica que, cuando en un sistema en equilibrio dinámico se produce una modificación de las condiciones de equilibrio, el sistema tiende a desplazarse para contrarrestar las alteraciones sufridas tanto como sea posible y adquirir un nuevo equilibrio. Los factores que pueden modificar el equilibrio de un sistema son la presión, la temperatura y la concentración de las sustancias. Es aplicable a reacciones químicas reversibles y procesos físicos.

Ejemplo

Una reacción reversible en un sistema cerrado:

$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \leftrightarrows CH_3OH_{(g)}$; $\Delta H^{\circ}_r = -91{,}7$ kJ/mol

– Un aumento de la presión sobre el sistema provoca una disminución del volumen. El sistema reacciona desplazándose hacia donde haya menos moléculas, ya que, según el principio de Avogadro, a menor volumen corresponde inferior número →

de moléculas. Por tanto, si la presión aumenta, el equilibrio se desplaza a la derecha.
– Un aumento de la temperatura favorece siempre el sentido de absorción de calor. En este caso, el sistema tiende a la izquierda para adquirir un nuevo equilibrio; el valor de la constante Kc se hará más pequeño.
– Un aumento de la concentración de los reactivos tiende a desplazar el equilibrio hacia la derecha; ha de aumentar la concentración de los productos para contrarrestar el aumento producido en los reactivos. En este caso, la constante se mantiene inalterable.

Ejercicio

La reacción $2H_2S_{(g)} + 3O_{2(g)} \leftrightarrow 2H_2O_{(g)} + 2SO_{2(g)}$; $\Delta H_r = -1040$ kJ/mol es exotérmica. Determina hacia dónde se desplaza el equilibrio si se introduce una corriente de oxígeno. ¿Y si se produce un aumento de la temperatura aunque manteniendo el volumen constante?

La constante de equilibrio es $K_c = \frac{[H_2O]^2 \cdot [SO_2]^2}{[H_2S]^2 \cdot [O_2]^3}$.

– Si se aumenta la concentración de oxígeno, esta cantidad tenderá a reaccionar con el sulfuro de hidrógeno y el equilibrio se desplazará a la derecha.
– Como la reacción es exotérmica, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos. En este caso, la constante se hace más pequeña, puesto que ha aumentado el denominador de la K_c.

Leclanché, pila ⇨ PILA LECLANCHÉ

lejía Disolución acuosa de hipoclorito sódico e hipoclorito potásico. Se utiliza para la limpieza doméstica.

levógiro Compuesto químico ópticamente activo que desvía el plano de la luz polarizada en sentido contrario a las agujas del reloj, es decir, hacia la izquierda. Se dice que esta rotación es negativa y se designa por L (–).

Lewis

Lewis, ácido de ⇨ ÁCIDO

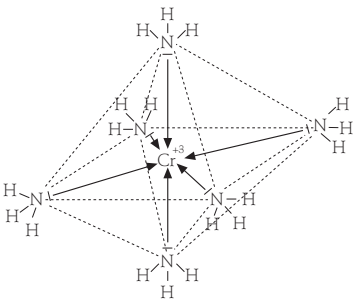
Lewis, base de ⇨ BASE

licuación Proceso en el que un gas se convierte en líquido a altas presiones y bajas temperaturas. El gas tiene que encontrarse por debajo de su temperatura crítica para poder licuarse. No todos los gases pueden licuarse fácilmente.

ligando Molécula o ion que se une a átomos neutros o cationes metálicos para formar iones complejos y compuestos de coordinación. Los ligandos se caracterizan por tener pares de electrones no compartidos, que pueden ceder a un aceptor que tenga orbitales vacíos y de niveles energéticos similares a los de su última capa. Los aniones no siempre actúan como ligandos, aunque tienen electrones disponibles. El número de ligandos (número de coordinación) que se unen al átomo central depende de las propiedades de dicho átomo.

Ejemplo

En el ion complejo $[Cr(NH_3)_6]^{+3}$, el catión Cr^{+3} está unido a seis ligandos neutros de NH_3, ya que el nitrógeno dispone de un par de electrones no compartidos. La molécula adopta configuración octaédrica.



Algunos de los ligandos más importantes son el fluoro (F^{-1}), el cloro (Cl^{-1}), el bromo (Br^{-1}), el yodo (I^{-1}), el oxo (O^{-2}), el peroxo (O^{-2}_2), el tio (S^{-2}), el disulfuro (S^{-2}_2), el hidroxo (OH^{-1}), el nitro (NO^{-1}_2), el carbonato (CO^{-2}_3), el sulfato (SO^{-2}_4), el agua (H_2O), el carbonilo (CO) y el amonio (NH^{+}_4).

lignito ⇨ CARBÓN

limonita Mineral de fórmula FeO(OH) perteneciente al grupo de los óxidos. La goethita o hierro acicular es la forma alfa. Se presenta en masas fibrosas o radiadas, marrones o negras. La lepidocrocita es la forma gamma. Se presenta en forma de láminas delgadas o de esferas rojas amarillentas. Ambas cristalizan en el sistema ortorrómbico y tienen una dureza de 5. La limonita es la principal mena del hierro.

lípidos Biomoléculas orgánicas insolubles en agua y solubles en disolventes apolares. Cumplen diversas funciones biológicas: son componentes estructurales de las membranas; sirven como cubierta protectora sobre la superficie de muchos organismos; son componentes de la superficie celular relacionados con el reconocimiento de las células, la especificidad de la especie y la inmunidad de los tejidos, y actúan como vitaminas y hormonas. Se clasifican en lípidos complejos o saponificables, caracterizados por contener ácidos grasos, y en lípidos sencillos, que no contienen ácidos grasos.

lipólisis Degradación de los lípidos almacenados en los organismos vivos por la acción de enzimas lipasa.

líquido Estado de la materia caracterizado por su fluidez, por adaptarse al recipiente que lo contiene y por mantener inalterable su volumen, es decir, por no comprimirse. Tienden a mezclarse con otros líquidos y, en general, su densidad es mayor que la de los gases, pero menor que la de los sólidos. Las fuerzas de cohesión son relativamente mayores que en los gases, pero tienen movilidad y por eso fluyen a través de orificios y oberturas.

- **líquido polar** Líquido formado por moléculas polares capaces de disolver compuestos iónicos o polares.

> ***Ejemplo***
>
> El agua es un líquido que tiene un momento dipolar elevado, de 1,84, y un magnífico disolvente.

- **líquido volátil** Líquido que se evapora con facilidad. En general se considera que un líquido es volátil si tiene un punto de ebullición menor que el del agua.

litio

Ejemplo

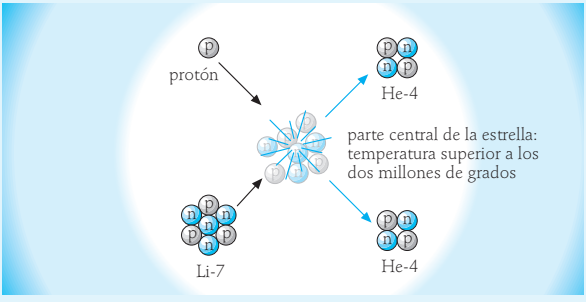
El alcohol es un líquido volátil; así, si se ponen unas gotas de alcohol en la mano, el calor de ésta es suficiente para evaporarlo de forma inmediata.

litio Elemento químico de símbolo Li, perteneciente al grupo 1 de la tabla periódica, de número atómico 3 y masa atómica 6,939. Es un metal blanco plateado. Es blando y el más ligero de los metales. Químicamente es bastante reactivo. Reacciona instantáneamente con el aire y lo hace de forma vigorosa con el agua. Reacciona suavemente con ácidos y bases. Tiene dos isótopos estables, el Li-6 y el Li-7. Se conocen siete radioisótopos. Se utiliza en aleaciones con el aluminio, en pirotecnia, en la industria farmacéutica y en la fabricación de vidrios especiales, pilas y baterías.

¿SABÍAS QUE...?

litio

Por norma general, los elementos más ligeros son mucho más abundantes en el Universo que los más pesados. Así, el litio debería ser muy abundante en las estrellas. Sin embargo, no es así. La razón es que, cuando las protoestrellas empiezan a calentarse, consumen deuterio y litio como combustibles para calentarse todavía más. El litio presente en la protoestrella se convierte en dos núcleos de helio y un fotón.



Consumo de litio en una estrella por encima de dos millones de grados.

- **litio, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan litio en su estructura. Cabe destacar el bromuro, el carbonato, el cloruro, el hidróxido y el óxido. El bromuro de litio, LiBr, es un sólido blanco, higroscópico, de sabor amargo, que se usa en la preparación de productos farmacéuticos. El carbonato de litio, Li_2CO_3, es un sólido blanco que se usa en la producción de vidrio y cerámica, como aditivo de cementos, en la preparación de sales de litio y en la industria farmacéutica. El cloruro de litio, LiCl, es un sólido higroscópico utilizado en la industria de los colorantes y en aparatos de aire acondicionado. El hidróxido de litio, LiOH, es un sólido cristalino blanco, higroscópico, que se utiliza como catalizador, en la síntesis de sales litiadas y en la purificación de gases. El óxido de litio, LiO_2, es un sólido cristalino blanco que se usa en la preparación de lubricantes, cerámicas y materiales refractarios.

lluvia ácida Fenómeno producido por la precipitación de gases ácidos mezclados con el agua de la lluvia. Los gases causantes de la lluvia ácida son el SO_3, que en contacto con el agua da ácido sulfúrico, y los óxidos de nitrógeno, que proporcionan ácido nítrico. Estos gases se obtienen de las emanaciones de los automóviles y de las industrias. Si bien el agua de la lluvia ordinaria es ligeramente ácida (pH 5,7-7), la lluvia ácida tiene pH entre 5 y 3. Esta lluvia ácida es nociva para la salud de personas, animales y plantas, y sus efectos en ríos y lagos pueden llegar a provocar la muerte de organismos vivos.

lluvia radiactiva Precipitación formada por polvo y finas cenizas dispersas en la atmósfera que contienen material radiactivo como consecuencia de explosiones nucleares. Se obtienen fragmentos radiactivos acompañados de material de la zona de influencia de la explosión que se evapora debido a las elevadas temperaturas. Se expanden con el viento, por lo que contaminan un entorno muy amplio.

luminiscencia Emisión de luz producida por una sustancia a temperatura ambiente o no demasiado elevada. Si se produce por acción del calor sobre el cuerpo, se denomina *termoluminiscencia*; si la producen los seres vivos, *bioluminiscencia*, y si se emite en las reacciones químicas, *quimiluminiscencia*.

lutecio Elemento químico de símbolo Lu, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 71 y masa atómica 174,97. Se pre-

Lyman

senta como un metal blanco plateado y denso. Reacciona vigorosamente con el aire en caliente. La reacción con el agua y los ácidos es suave. Tiene dos isótopos estables o de vida media muy larga, el Lu-175 y el Lu-176. Se conocen 33 radioisótopos. Se usa en la preparación de aleaciones, como catalizador en procesos industriales petroquímicos, como captador de impurezas en metalurgia y como fuente de radiación beta.

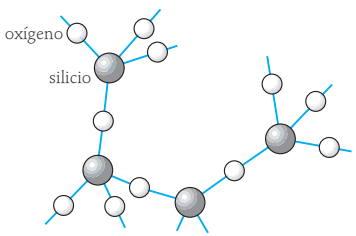
Lyman, serie de Conjunto de líneas del espectro del átomo de hidrógeno correspondiente a la zona del ultravioleta que relaciona las longitudes de onda de las transiciones electrónicas entre los niveles superiores y el nivel cuántico n = 1.

Mn

macromolécula Estructura molecular gigante que posee una masa elevada, en general por encima de 1 000 g/mol. Las macromoléculas dan lugar a sustancias sólidas que forman redes cristalinas y se caracterizan por tener puntos de fusión y ebullición muy altos y ser poco solubles en disolventes polares. El término también se aplica a estructuras como el diamante, el grafito, la sílice o cuarzo y el carborundo, que en realidad son ramificaciones hasta el infinito de múltiples enlaces covalentes en los que no existe una molécula definida.

Ejemplo

El cuarzo forma una macromolécula tetraédrica con el silicio en el centro y unido a cuatro oxígenos. Éstos, a su vez, se unen con dos silicios y se repite tridimensionalmente el enlace, de donde resulta la fórmula empírica SiO_2.



magnesio Elemento químico de símbolo Mg, perteneciente al grupo 2 de la tabla periódica, de número atómico 12 y masa atómica 24,312. Se presenta como un metal blanco plateado, blando, ligero y maleable. Químicamente es bastante reactivo. Reacciona lentamente con el ai-

re, pero finamente dividido arde. Reacciona con el agua y los ácidos; en cambio, permanece inalterado en contacto con las bases. Tiene tres isótopos estables, el Mg-24, el Mg-25 y el Mg-26. También se conocen 16 radioisótopos. El magnesio es muy utilizado en aleaciones en las que se requiere ligereza y resistencia a la tensión. También se usa en flashes fotográficos, en la preparación de vidrios y cerámicas, en el tratamiento de aguas y como desgasificador en metalurgia.

- **magnesio, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan magnesio en su estructura. Destacan el carbonato, el cloruro y el hidrogenocarbonato. El cloruro de magnesio, $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, es un sólido cristalino blanco que se descompone al calentarlo, formando ácido clorhídrico; se usa en la manufactura de cementos, productos químicos, magnesio metálico, papel, fibras textiles, cerámicas y desinfectantes. El carbonato de magnesio, $MgCO_3$, es un sólido blanco que se descompone al calentarlo y se encuentra en la naturaleza formando el mineral magnesita; se utiliza como aislante, refractario y aditivo alimentario, y en la producción de vidrio y cerámica. El hidrogenocarbonato o bicarbonato de magnesio, $Mg(HCO_3)_2$, se usa como producto antiácido y aditivo alimentario.

magnesita Mineral de fórmula $MgCO_3$ perteneciente al grupo de los carbonatos. Se presenta en forma de masas compactas, granuladas o fibrosas, o más raramente en cristales romboédricos de color blanco o terroso. Cristaliza en el sistema hexagonal y tiene una dureza de 3,5 a 4,5. Es una mena del magnesio y se utiliza en la fabricación de ladrillos refractarios y cementos.

magnetita Mineral de fórmula Fe_3O_4 perteneciente al grupo de los óxidos. Se presenta en masas granulares o en cristales octaédricos de color negro. Cristaliza en el sistema cúbico y tiene una dureza de 5 a 6,5. Se caracteriza por ser un mineral magnético. Es la principal mena del hierro.

malaquita Mineral de fórmula $Cu_2(CO_3)(OH)_2$ perteneciente al grupo de los carbonatos. Se presenta en forma de masas fibrosas o fibrosas-radiales, y en cristales aciculares de color verde esmeralda o más oscuro. Cristaliza en el sistema monoclínico y tiene una dureza de 3,5 a 4. Es una mena del cobre y se usa como gema.

manganeso Elemento químico de símbolo Mn, perteneciente al grupo 7 de la tabla periódica, de número atómico 25 y masa atómica 54,938.

Se presenta como un metal blanco plateado, duro y quebradizo. Se asemeja al hierro, pero es más duro. Químicamente es un elemento bastante reactivo. Es atacado suavemente por el aire. No reacciona con agua fría, pero en caliente se produce una reacción enérgica. Reacciona suavemente con los ácidos. Tiene un único isótopo estable, el Mn-55; se conocen 23 radioisótopos. Se utiliza en la preparación de aleaciones como el ferromanganeso, el acero o el bronce al manganeso.

manómetro Aparato que sirve para medir la presión de un gas contenido en un recipiente. El más sencillo es el formado por un tubo en U abierto por un lado, que contiene un líquido en su interior (generalmente mercurio) y está conectado por el otro lado al recipiente donde se encuentra el gas. Cuanto más grande es la diferencia entre la presión ejercida por el gas y la presión atmosférica exterior, mayor será la diferencia de niveles del líquido que contiene el tubo en las dos ramas.

mármol Roca metamórfica formada básicamente por calcita, con cantidades menores de dolomita, grafito, diópsido, cuarzo, mica y otros minerales. Se forma por metamorfismo regional en zonas de contacto con la calcita. Presenta coloración blancuzca, amarillenta o parduzca, y el grano varía de muy fino a grueso. Se usa como material de construcción y ornamental.

masa atómica relativa Relación entre la masa media de un átomo de un elemento y la doceava parte del isótopo C-12, tomado como referencia patrón. Se simboliza por A_r. La masa atómica representativa del elemento es el promedio porcentual de las masas atómicas relativas de sus isótopos.

Ejemplo

La masa relativa del carbono es 12,01 y se obtiene a partir de los porcentajes de cada isótopo: C-12, con el 98,893 % y masa 12 (el único valor entero), y C-13, con el 1,107 % y masa 13,003:

$$A_r = \frac{13{,}003 \times 1{,}107 + 12 \times 98{,}893}{100} = 12{,}01$$

masa molecular relativa Relación entre la masa media de una molécula o agrupación atómica del compuesto y la doceava parte del isóto-

matraz

po C-12, tomado como referencia patrón. Este valor se puede obtener de la suma de las masas atómicas relativas de los elementos que forman el compuesto. Se representa por M_r.

Ejemplo

La masa molecular del oxígeno (O_2) es $16 \times 2 = 32$; eso quiere decir que si se divide la masa media de una molécula de oxígeno por la masa de la doceava parte del isótopo C-12 dará 32,0:

$$M_r = \frac{\text{masa de una molécula de oxígeno}}{{}^{1}/_{12} \text{ masa de un átomo } C^{12}} = 32{,}0$$

La masa molecular del ácido sulfúrico (H_2SO_4) es:

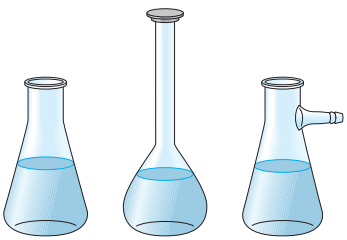
$$M_r = 2 \times 1{,}008 + 1 \times 32{,}06 \times 4 \times 15{,}99 = 98{,}036$$

La masa molecular del ion NO_3^{-1} es:

$$M_r = 1 \times 14{,}007 + 3 \times 15{,}99 = 62{,}004.$$

matraz Recipiente de vidrio de forma esférica y fondo plano o esférico utilizado en los laboratorios para contener líquidos y realizar medidas volumétricas o de peso. El matraz erlenmeyer lleva una escala graduada de poca precisión y se utiliza para realizar destilaciones o reacciones. El matraz aforado, que tiene una forma más alargada y fondo plano, dispone de un enrase en el cuello con el que se puede medir un único valor, el del aforo. Se emplea para preparar y conservar disoluciones de una determinada concentración. El matraz kitasato o de tabuladura lateral se emplea para filtraciones al vacío.

➪ BUCHNER, EMBUDO



De izquierda a derecha, matraz erlenmeyer, matraz aforado y matraz kitasato.

meitnerio Elemento químico de símbolo Mt, perteneciente al grupo 9 de la tabla periódica, de número atómico 109. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza; se prepara al bombardear núcleos de bismuto con núcleos de hierro. Se ha obtenido en muy pequeñas cantidades, por lo que sus propiedades químicas y físicas son muy poco conocidas; se presume que se presenta como un metal gris plateado. Se conocen siete radioisótopos, de los cuales el más estable es el Mt-268, con una vida media de 0,7 segundos.

Mendeleiev, tabla periódica de Clasificación de los elementos realizada en 1869 por el químico ruso Mendeleiev, que siguió el modelo de las octavas de Newlands pero con períodos más largos con la finalidad de reunir a los elementos de propiedades parecidas en un mismo grupo. Elaboró períodos cortos y largos en función de la coincidencia de propiedades. Invirtió el orden de algunos elementos para que coincidieran en su grupo o familia (lo hizo con el par yodo-teluro y con el par potasio-argón). Dejó diez huecos en su ordenación porque pensó que tenían que existir elementos que no se habían encontrado aún, con propiedades de las que realizó cálculos predictivos. Este hecho resultó un acierto, puesto que, al descubrirse los elementos germanio y galio, sus propiedades coincidían con las predicciones de Mendeleiev. No obstante, esta clasificación presenta defectos: el hidrógeno está mal colocado, los lantánidos y actínidos se tuvieron que colocar aparte, y la masa atómica no es una propiedad característica sobre la que basarse en la ordenación.

⇨ PERIÓDICA, TABLA

¿SABÍAS QUE...? Mendeleiev, tabla periódica de

La tabla actual basada en la ley de Moseley utiliza el número atómico como factor de ordenación en lugar de la masa atómica.

mendelevio Elemento químico de símbolo Md, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 101. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza; se obtiene por bombardeo de

einstenio con partículas alfa. Debido a su gran inestabilidad no se conocen sus propiedades físicas y químicas, pero se supone que es un metal blanco o gris plateado. Químicamente se comporta como un actínido. Se conocen 17 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Md-260, con una vida media de 27,8 días.

mercurio Elemento químico de símbolo Hg, perteneciente al grupo 12 de la tabla periódica, de número atómico 80 y masa atómica 200,59. Se presenta como un líquido metálico blanco plateado y brillante. Es volátil y produce vapores tóxicos. Químicamente se comporta de forma similar a los metales nobles; es, por tanto, poco reactivo. A temperatura ambiente no reacciona con el aire, el agua, los ácidos ni las bases. Reacciona con el aire a elevada temperatura; además, se combina con la mayor parte de los metales formando amalgamas. Tiene siete isótopos estables, el Hg-196, el Hg-198, el Hg-199, el Hg-200, el Hg-201, el Hg-202 y el Hg-204. Se conocen 28 radioisótopos. El mercurio se usa como líquido termométrico, en instrumental científico, en lámparas ultravioleta, en la formación de amalgamas, en insecticidas y en colorantes.

- **mercurio, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan mercurio en su estructura. El mercurio forma dos series de sales; todas ellas son muy tóxicas. Se pueden destacar los cloruros y el sulfuro. El cloruro de mercurio (I) o calomelano, Hg_2Cl_2, es un sólido insoluble, blanco o amarillento, que se utiliza en la creación de electrodos de referencia y como bactericida. El cloruro de mercurio (II) o sublimado corrosivo, $HgCl_2$, es un sólido cristalino blanco que se descompone al calentarlo y produce vapores tóxicos; se usa en la preparación de pesticidas y antisépticos, y en la preservación de la madera. El sulfuro de mercurio, HgS, es un sólido rojo oscuro que se encuentra en la naturaleza en forma de cinabrio; se utiliza como pigmento y antiséptico.

metales Conjunto de elementos que se caracterizan por presentar enlace metálico y una serie de características físicas y químicas comunes. Los metales representan el 80 % de los elementos de la tabla periódica y, en general, son sustancias sólidas cristalinas. Internamente, los átomos del metal ocupan los nodos de una red tridimensional, con los electrones de valencia compartidos por todos los átomos (enlace

metálico). Entre sus propiedades físicas generales se encuentran el brillo característico, la maleabilidad, la ductilidad, la buena conductividad eléctrica y térmica, la elevada resistencia a la tensión, la capacidad de ser deformados sin romperse y la capacidad de emitir electrones al ser calentados (efecto termoeléctrico) o al hacer incidir luz sobre ellos (efecto fotoeléctrico). Entre sus propiedades químicas cabe destacar la baja electronegatividad, la capacidad de formar cationes y el carácter reductor. En general, la metalicidad de los elementos aumenta al bajar por el grupo.

- **metales alcalinos** ⇨ ALCALINOS, METALES
- **metales alcalino-térreos** ⇨ ALCALINO-TÉRREOS, METALES

metálico, enlace ⇨ ENLACE METÁLICO

metaloide ⇨ SEMIMETALES

metanal ⇨ FORMALDEHÍDO

metano Hidrocarburo saturado, el más sencillo de la serie de los alcanos, de fórmula CH_4. Es un gas incoloro, poco soluble en agua, pero mucho en etanol y éter. Es el principal componente del gas natural. Se utiliza como combustible debido a su gran poder calorífico.

metanoico, ácido ⇨ FÓRMICO, ÁCIDO

metanol Alcohol alifático saturado, el primero de la serie, de fórmula CH_3OH. Es una sustancia muy tóxica cuya ingestión puede ocasionar ceguera o la muerte. La mayor parte del metanol se produce a partir de monóxido de carbono e hidrógeno. El metanol es el alcohol que se produce en mayores cantidades. Se usa para sintetizar otros compuestos orgánicos y como disolvente, pero su aplicación potencialmente más importante es como combustible de motores.

metilbenceno ⇨ TOLUENO

metílico, alcohol ⇨ METANOL

metilo, grupo Radical que se forma a partir del metano por pérdida de un átomo de hidrógeno, $-CH_3$. Actúa como sustituyente en multitud de compuestos orgánicos.

mezcla Combinación de varias sustancias tal que los componentes conservan sus propiedades y se pueden separar por métodos físicos. Si la mezcla está formada por una sola fase, es una mezcla homogénea. Una mezcla homogénea sólida entre metales se denomina *aleación*; si la fase resultante es líquida, se denomina *disolución*. Si la mezcla está

mezcla

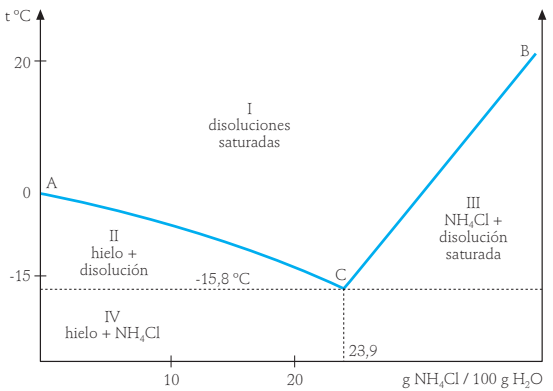
formada por más de una fase, recibe el nombre de *mezcla heterogénea*; ésta no es uniforme a la subdivisión y sus componentes se pueden apreciar a simple vista (esto sucede en el granito; se da también entre líquidos inmiscibles, como el agua y el aceite). La mezcla de gases siempre es homogénea.

- **mezcla azeotrópica** Mezcla de líquidos que hierve a una temperatura constante y común para ambos líquidos a una presión determinada. Tiene la misma composición en la fase líquida que en la del vapor.

> ***Ejemplo***
>
> El agua y el alcohol presentan un azeótropo en la proporción del 96 % de alcohol que hierve a 78,17 °C.

- **mezcla eutéctica** Mezcla de dos sólidos que han conseguido adquirir el punto de fusión más bajo de todas las composiciones posibles entre ellos. Se dice que congelan en el punto eutéctico. El sistema se comporta como si fuera una única sustancia pura que solidifica a una temperatura constante.

> ***Ejemplo***
>
> La mezcla formada por hielo y cloruro de amonio tiene un punto de congelación de –15,8 °C y corresponde a una proporción de 23,9 g cloruro de amonio/100 g agua.



- **mezcla frigorífica** Mezcla usada en la refrigeración a pequeña escala. Está formada por una sustancia sólida o líquida con masa molecular elevada que disminuye el punto de congelación del disolvente puro. Cuanto más soluto contenga, más bajo será el punto de fusión.
- **mezcla racémica** Mezcla que contiene proporciones iguales de las formas levógira y dextrógira (enantiómeros) de un compuesto ópticamente activo. Como consecuencia no presenta actividad óptica.

> **FÍJATE BIEN** mezcla racémica
>
> En un mismo compuesto que tenga dos carbonos asimétricos pueden obtenerse las dos formas racémicas. En este caso el compuesto no presenta actividad óptica, por ejemplo, el ácido 2,3-dihidroxibutanodioico.

microanálisis Análisis químico realizado sobre cantidades de sustancias muy pequeñas, del orden del miligramo. Los métodos utilizados son los mismos que en el análisis ordinario, pero con aparatos adecuados para pequeñas cantidades.

microbalanza Balanza capaz de detectar masas muy pequeñas, del orden de 10^{-3} mg o menos. Para medidas muy sensibles se han construido microbalanzas que tienen una sensibilidad del orden de 10^{-6} mg y permiten analizar muestras de hasta 0,1 mg.

minerales Compuestos inorgánicos de composición definida y con una estructura cristalina debida a los procesos geológicos que los formaron. Las características que definen a un mineral son el color, el color de la raya, el brillo, la dureza y el sistema de cristalización. La clasificación se realiza por la composición del mineral, según los aniones presentes. Así, una de las clasificaciones tradicionales divide los minerales en los siguientes grupos: elementos nativos, sulfuros, sulfosales, óxidos, haluros, carbonatos, nitratos, boratos, fosfatos, sulfatos, wolframatos y silicatos. No obstante, es bastante normal que varios de estos grupos se agrupen.

mol Cantidad de sustancia equivalente a la masa atómica o molecular expresada en gramos del elemento o compuesto y que contiene

molalidad

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas (número de Avogadro). Estas partículas pueden ser electrones, iones, átomos, moléculas, etc. Este valor permite realizar cálculos con las sustancias conocida su fórmula, simplemente pasando la masa atómica o molecular a gramos.

Ejemplo

Si la masa atómica relativa del sodio es $A_r = 23$, 1 mol contiene $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de sodio y tiene una masa de 23 g. Si la masa molecular del oxígeno es 32, 1 mol contiene $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxígeno y tiene una masa de 32 g. Si la masa atómica relativa del ion sulfato es de 96, 1 mol contiene $6{,}02 \cdot 10^{23}$ iones sulfato y tiene una masa de 96 g.

Ejercicio

¿Cuántas moléculas de metano hay en 10 moles de metano?

Con factores de conversión:

$$10 \text{ moles} \cdot \frac{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CH_4}{1 \text{ mol}} = 6{,}02 \cdot 10^{24} \text{ moléculas.}$$

¿Cuántos moles de átomos de hierro hay en 280 g de este metal?

Dado que la masa atómica del hierro es $A_r = 56$,

$$280 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{56 \text{ g}} = 5 \text{ moles.}$$

¿Cuántas moléculas de butano, C_4H_{10}, hay en 100 g del compuesto?

La masa molecular del butano C_4H_{10} es $M_r = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58$.

$$100 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58 \text{ g}} \cdot \frac{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} =$$

$$= 1{,}038 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de butano.}$$

→

¿Cuál es la masa de 1 átomo de cobre? $A_{r\,(Cu)} = 63{,}5$.
Si hay 63,5 g de cobre en 1 mol, es decir, en $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos,

$$1 \text{ átomo Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{63{,}5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol}} = 1{,}05 \cdot 10^{-22} \text{ g}.$$

Una gota de agua tiene un volumen de 50 mm^3. ¿Cuántas moléculas hay en una gota de agua?
Dado que la densidad del agua pura es 1 g/cm^3:

$$50 \text{ mm}^3 \, H_2O \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{10^3 \text{ mm}^3} \cdot \frac{1 \text{g}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{g } H_2O} \cdot$$
$$\cdot \frac{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 1{,}67 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

Calcula el número de iones Ca^{+2} y F^- existentes en 5 g de fluoruro de calcio CaF_2 (A_r del Ca = 40 y A_r del F = 19).
En la red cristalina hay 1 ion Ca^{+2} por 2 F^-, es decir, que en 1 mol de CaF_2 hay 1 mol de Ca^{+2} y 2 moles de F^-.

$$5 \text{ g } CaF_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{78 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca^{+2}}{1 \text{ mol } CaF_2} \cdot \frac{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ iones } Ca^{+2}}{1 \text{ mol}} =$$
$$= 3{,}86 \cdot 10^{22} \text{ iones } Ca^{+2}$$

$$5 \text{ g } CaF_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{78 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ mol } F^{-1}}{1 \text{ mol } CaF_2} \cdot \frac{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ iones } F^{-1}}{1 \text{ mol}} =$$
$$= 7{,}72 \cdot 10^{22} \text{ iones } F^{-1}$$

molalidad Forma de expresar la concentración de una disolución que indica el número de moles de soluto contenido en 1 kg de disolvente. Se representa por la letra *m*. Es útil en disoluciones de moléculas orgánicas polares en agua. Es necesario conocer la fórmula del soluto para poder calcular el número de moles.

Ejercicio

Calcula la molalidad de una disolución formada al mezclar 3 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) con 250 cm^3 de agua.

→

molar

250 cm^3 de agua pura = 250 g agua = 0,25 kg de disolvente.
Se calculan los moles de glucosa:

$$n_{glucosa} = \frac{masa}{M_r} \cdot \frac{3{,}6\ g}{(6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16)\ g/mol} =$$

= 0,02 moles $C_6H_{12}O_6$,

y la molalidad: $m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}} = \frac{0{,}02 \text{ moles } C_6H_{12}O_6}{0{,}25 \text{ kg agua}} =$

= 0,08 m.

FÍJATE BIEN molalidad

Si el disolvente no es el agua, se ha de conocer la densidad del líquido que actúe como disolvente para transformar el volumen medido en masa en kg.

molar, fracción Forma de expresar la concentración de las mezclas y disoluciones que indica la relación de moles de un componente respecto de los moles totales. Se simboliza por x_s para el soluto y x_d para el disolvente: $x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$; $x_d = \frac{n_d}{n_d + n_s}$; tal que $x_s + x_d = 1$. No tiene unidades. En una mezcla de gases, la fracción molar expresada en % coincide con el porcentaje en volumen, dado que hay proporcionalidad entre moléculas y volumen.

Ejercicio

Calcula la fracción molar de agua y etanol en una disolución preparada si se añaden 50 g de etanol a 100 g de agua.
Previamente se calculan los moles de cada componente:

$$n_{C_2H_5OH} = \frac{50\ g}{(2 \cdot 12 + 6 + 16)\ g/mol} = 1{,}09 \text{ moles}$$

$$n_{H_2O} = \frac{100\ g}{18\ g/mol} = 5{,}55\ moles$$

$$x_{C_2H_5OH} = \frac{n_{C_2H_5OH}}{n_{C_2H_5OH} + n_{H_2O}} = \frac{1{,}09}{1{,}09 + 5{,}55} = 0{,}16$$

$$x_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_{C_2H_5OH}} = \frac{5{,}55}{5{,}55 + 1{,}09} = 0{,}84$$

o también: $x_{H_2O} = 1 - 0{,}16 = 0{,}84$

molaridad Forma de expresar la concentración de una disolución que indica el número de moles de soluto contenidos en 1 litro de disolución. Se representa por la letra *M*. Es la forma más habitual de expresar la concentración de las disoluciones; se la conoce también con el nombre de *concentración molar* o simplemente *concentración*.

Ejercicio

Calcula los gramos de soluto necesarios para preparar 500 cm^3 de una disolución de cloruro de sodio en agua 0,2 M.

500 cm^3 = 0,5 l disolución. $0{,}5\ l \cdot \frac{0{,}2\ moles\ NaCl}{1\ l} \cdot$

$\cdot \frac{58{,}5\ g\ NaCl}{1\ mol} = 5{,}85\ g$

Se pesan en una balanza estos 5,85 g de NaCl, se introducen en un matraz aforado de 500 cm^3, se disuelven con agua destilada y se completa hasta el enrase con un cuentagotas.

Se dispone de una disolución de hidróxido de sodio comercial de densidad 1,33 g/cm^3 y 30 % en masa. Calcula la molaridad de esta disolución comercial.

30 % equivale a $\frac{30\ g\ NaOH}{100\ g\ disolución}$ y 1,33 d/cm^3 equivale a $\frac{1{,}33\ g\ disolución}{1\ cm^3}$.

Como se han de calcular los moles en 1 litro de disolución, →

se transformarán los datos iniciales con factores de conversión hasta llegar a mol NaOH/l disolución:

$$\frac{30 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1{,}33 \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1\text{l}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 9{,}975 \approx 10 \text{ M}$$

molécula Agrupación de dos o más átomos unidos mediante enlace covalente que forman la partícula más pequeña que identifica a un compuesto o a un elemento en estado libre. Las moléculas más simples son las diatómicas, que corresponden a la forma estable de algunos elementos gaseosos, como el hidrógeno H_2. En los compuestos covalentes, las moléculas representativas pueden ser polares o no según la geometría. Las agrupaciones gigantes de múltiples enlaces covalentes dan lugar a las macromoléculas.

⇨ MACROMOLÉCULA

molecular, fórmula ⇨ FÓRMULA MOLECULAR

molibdeno Elemento químico de símbolo Mo, perteneciente al grupo 6 de la tabla periódica, de número atómico 42 y masa atómica 95,94. Se presenta como un metal blanco plateado, duro y maleable. Es un elemento bastante inerte que químicamente se parece al cromo. Es estable en contacto con el aire a temperaturas ordinarias, pero arde en caliente. No reacciona con el agua ni los ácidos no oxidantes, pero es atacado por las bases fundidas. Tiene siete isótopos estables o de vida media muy larga, el Mo-92, el Mo-94, el Mo-95, el Mo-96, el Mo-97, el Mo-98 y el Mo-100. Se conocen 24 radioisótopos. Se usa en la preparación de aceros especiales. También se utiliza para crear electrodos para hornos de vidrio y material eléctrico, como catalizador y pigmento, y como lubricante de altas temperaturas.

monohidrato Compuesto cristalino que posee una molécula de agua en su red cristalina por mol de compuesto. Ejemplo de ello es el sulfato de hierro (II) monohidrato: $FeSO_4 \cdot H_2O$.

monómero Molécula simple de baja masa molecular que puede unirse a otras del mismo tipo para obtener una estructura múltiple: dímeros, trímeros o polímeros.

Ejemplo

El estireno es el monómero del poliestireno, y el eteno o etileno es el monómero del polietileno.

monosacárido Azúcar simple constituido por un polihidroxialdehído (aldosa) o una polihidroxicetona (cetosa). Puede tener desde 3 hasta 7 carbonos; las más abundantes son las hexosas, especialmente la glucosa y la fructosa. También son importantes las aldopentosas (ribosa y desoxirribosa), que forman parte de los ácidos nucleicos. Todos los monosacáridos simples son sólidos blancos, cristalinos y muy solubles en agua. Muchos son dulces. Todos (excepto la dihidroxiacetona) tienen algún carbono asimétrico y, por tanto, actividad óptica. Pueden formar disacáridos uniéndose con otros monosacáridos y también pueden construir cadenas de polisacáridos.

monovalente Elemento químico que tiene valencia o número de oxidación uno. Esto quiere decir que puede formar enlaces iónicos o covalentes en los que interviene un electrón por átomo enlazado.

Ejemplo

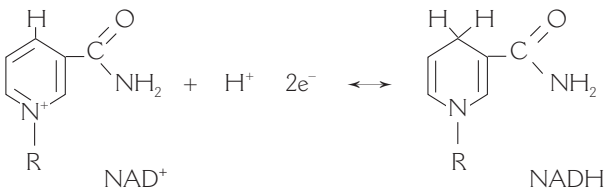
Son monovalentes los metales alcalinos (sólo tienen un electrón en la última capa).

Moseley, ley de Ley enunciada por Henry Moseley en 1913 que establece que la raíz cuadrada de la frecuencia de una de las líneas del espectro de rayos X emitida por átomos de diferentes elementos es proporcional al número atómico Z del elemento: $\sqrt{\nu} = a \cdot (Z - b)$. Las líneas del espectro de rayos X se designaron con las letras *K*, *L*, *M*, *N*. Esta ley sirvió para establecer el número atómico como propiedad característica en la identificación del elemento; a partir de entonces la tabla periódica se dispuso en orden creciente del número atómico en lugar del número másico.

multiplicidad, regla de la máxima ➪ HUND, REGLA DE LA MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE

Nh

NAD Sigla de nicotinamida adenina dinucleótido (NAD^+), un coenzima que actúa en reacciones de transferencia de hidrógenos y de oxidación-reducción. El NAD^+ es el aceptor principal de electrones en la oxidación de las moléculas combustibles. Durante la oxidación de un sustrato, el anillo de nicotinamida del NAD^+ acepta un ion hidrógeno y dos electrones, lo que es equivalente a un ion hidruro. La forma reducida de este transportador se llama *NADH*.



El NAD^+ es el aceptor de electrones de muchas reacciones. El dador electrónico en muchas biosíntesis reductoras es la forma reducida del nicotinamida adenina dinucleótido fosfato (NADPH), que difiere del NADH en el fosfato que esterifica la adenosina. El NADPH se utiliza casi exclusivamente en biosíntesis reductoras, mientras que el NADH se utiliza principalmente para la generación de ATP.

naftaleno Compuesto aromático policíclico de fórmula $C_{10}H_8$. Es un sólido blanco, que funde a 80 °C, de olor fuerte y característico, insoluble en agua y soluble en disolventes orgánicos. Se utiliza como antipolilla para proteger la ropa.

napalm Mezcla de jabones de aluminio con ácidos naftalénicos y ácidos grasos, que, adicionada a la gasolina, la gelifica. Se utiliza en la carga de explosivos incendiarios (bomba de napalm). Sus efectos son

debidos al calor producido por su combustión y a la acción venenosa del monóxido de carbono.

negro de humo Carbón finamente pulverizado resultante de la combustión incompleta de gas natural o hidrocarburos líquidos. Se emplea para fabricar caucho, pigmentos, pinturas y betún, y también como adsorbente.

neodimio Elemento químico de símbolo Nd, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 60 y masa atómica 144,24. Tiene dos formas alotrópicas; la alfa se presenta como un metal amarillo. Químicamente es un elemento muy reactivo. Reacciona vigorosamente con el aire. También reacciona con el agua y los ácidos. Tiene siete isótopos estables o de vida media muy larga, el Nd-142, el Nd-143, el Nd-144, el Nd-145, el Nd-146, el Nd-148 y el Nd-150. Se conocen 29 radioisótopos. Se usa para fabricar aleaciones y vidrios para filtros de luz amarilla e infrarroja, y como colorante de vidrios y cerámicas.

neón Elemento químico de símbolo Ne, perteneciente al grupo 18 de la tabla periódica, de número atómico 10 y masa atómica 20,183. Se presenta como un gas monoatómico incoloro, inodoro e insípido. Químicamente es casi completamente inerte. No reacciona con el aire, el agua, los ácidos ni las bases. De hecho, no se ha obtenido ningún compuesto químico real del neón. Tiene tres isótopos estables, el Ne-20, el Ne-21 y el Ne-22. Se conocen 15 radioisótopos. Su uso principal está relacionado con el hecho de que conduce 75 veces mejor la electricidad que el aire; por esta razón, se usa en lámparas de descarga, solo o combinado con mercurio. También se emplea en la fabricación de láseres y contadores Geiger, y como líquido refrigerante sustitutivo del hidrógeno.

neptunio Elemento químico de símbolo Np, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 93. Es un elemento radiactivo que se obtiene en laboratorios y centrales nucleares. Se conocen tres formas alotrópicas; la forma alfa se presenta como un metal blanco plateado. Químicamente es bastante reactivo. Reacciona con el aire; también lo hace con el agua y con los ácidos. Se conocen 20 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Np-237, con una vida media de 2 144 000 años. El Np-237 se usa en dispositivos de detección de neutrones.

Nerst, ecuación de Expresión matemática que relaciona la fuerza electromotriz de una pila (o el potencial electródico de una semicélula) con las concentraciones de las sustancias de la forma reducida y la forma oxidada de la reacción de oxidación-reducción: $E = E^0 - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[\text{productos}]}{[\text{reactivos}]} = E^0 - \frac{0{,}059}{n} \cdot \log \frac{[\text{productos}]}{[\text{reactivos}]}$, en donde E° es la f.e.m. de la pila en condiciones estándares, *n* es el número de electrones transferidos y *F* es la constante de Faraday. En el equilibrio $E = 0$ y, por tanto, $E^0 = \frac{0{,}059}{n} \cdot \log K_c$. A partir de esta expresión se pueden calcular constantes de equilibrio, ya que $\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0$. Despejando y sustituyendo queda: $E^0 = \frac{-\Delta G^0}{n \cdot F} = \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln K_c$. Simplificando $\Delta G^0 = R \cdot T \cdot \ln K$, que permite calcular la constante K si se conoce la entalpía libre ΔG^0.

Ejercicio

Calcula el potencial electródico del permanganato de potasio según el pH del medio en el que puede actuar como oxidante, sabiendo que el potencial electródico normal es 1,51 y que $[MnO_4^{-1}] = [Mn^{+2}] = 1$ en tres casos distintos: si pH = 0; si pH = 3 y si pH = 7. ¿En cuál de estos tres casos podrá oxidar al par $2Cl^{-1}/Cl_2 \cdot E^0 = 1{,}36$ V?

La semiecuación es: $MnO_4^{-1} + 8H^+ + 5e^{-1} \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$:

– Si pH = 0 $\rightarrow$ $[H^+] = 10^0 = 1$

$$E = E^0 - \frac{0{,}059}{5} \cdot \log \frac{[Mn^{+2}] \cdot [H_2O]^2}{[MnO_4^{-1}] \cdot [H^+]^8} =$$

$$= E^0 + \frac{0{,}059}{5} \cdot \log \frac{[MnO_4^{-1}] \cdot [H^+]^8}{[Mn^{+2}]} =$$

$$= 1{,}51 + \frac{0{,}059}{5} \cdot \log \frac{1 \cdot 1^8}{1} = 1{,}51$$

→

neutralización

– Si pH = 3 → $[H^+] = 10^{-3}$

$$E = E^0 - \frac{0{,}059}{5} \cdot \log \frac{[MnO_4^{-1}] \cdot [H^+]^8}{[Mn^{+2}]} =$$

$$= 1{,}51 + \frac{0{,}059}{5} \cdot \log \frac{1 \cdot (10^{-3})^8}{1} = 1{,}2268.$$

– Si pH = 7 → $[H^+] = 10^{-7}$

$$E = 1{,}51 + \frac{0{,}059}{5} \cdot \log \frac{1 \cdot (10^{-7})^8}{1} = 0{,}849.$$

Para poder oxidar el $[MnO_4^{-1}]$ al Cl^-, el potencial ha de ser mayor; esto ocurre en pH = 0 y en pH = 3, pero no en pH = 7. El permanganato sólo puede oxidar al cloruro en medio ácido.

FÍJATE BIEN Nerst, ecuación de

En general, el valor de la f.e.m. (fuerza electromotriz) de una pila es más grande en medio ácido, pero disminuye al hacerse menos ácido, y al alcanzar el medio básico tiende a otros números de oxidación intermedios.

neutralización Reacción química entre un ácido y una base tal que se obtiene pH = 7. En esencia se trata de la combinación del ion H_3O^+ con el ion OH^- para dar agua. La reacción de neutralización es una de las más importantes del análisis volumétrico.

Ejemplo

Se obtienen sales neutras, como NaCl, KNO_3 o Li_2SO_4, haciendo reaccionar ácidos con bases fuertes, por ejemplo: HCl + →

+ $NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$; también son neutras las sales que proceden de ácidos y bases débiles, pero de igual debilidad, como el etanoato de amonio: $HCH_3COO + NH_4OH \longrightarrow \longrightarrow NH_4CH_3COO + H_2O$.

Ejercicio

Calcula la cantidad de hidróxido de sodio, NaOH, que hay en una disolución, sabiendo que 100 cm^3 de esta disolución neutralizan exactamente 76 cm^3 de una disolución 1 M en ácido sulfúrico y la concentración de esta disolución de NaOH.

Reacción de neutralización:

$$\underset{2 \text{ moles}}{2NaOH_{(dis)}} + \underset{1 \text{ mol}}{H_2SO_{4(dis)}} \longrightarrow \underset{1 \text{ mol}}{Na_2SO_{4(dis)}} + \underset{2 \text{ moles}}{2H_2O_{(l)}}$$

Obtención de la masa de NaOH:

$$0{,}076 \text{ l } H_2SO_{4(dis)} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ l}} \cdot \frac{2 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} =$$

$$= 0{,}152 \text{ moles NaOH} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol}} = 6{,}08 \text{ g NaOH puro}$$

Concentración molar de NaOH:

$$\frac{\text{moles NaOH}}{\text{litros disolución}} = \frac{0{,}152 \text{ moles}}{0{,}1 \text{ l}} = 1{,}52 \text{ M}$$

● **neutralización, calor de** ➪ CALOR DE NEUTRALIZACIÓN

neutrón Partícula elemental situada en el núcleo del átomo, de masa $1{,}675 \cdot 10^{-24}$ g y sin carga eléctrica. Fue descubierto por Chadwick en 1932; su símbolo es *n*. Aunque en general los neutrones son estables en el interior de los átomos, en procesos radiactivos un neutrón se desintegra para dar un protón y un electrón. En las reacciones de fisión se obtienen neutrones rápidos que tienen un elevado contenido energético y son los responsables de las reacciones en cadena.

Newlands, ley de las octavas de Clasificación de los elementos se-

gún orden creciente de masas atómicas ideada por Newlands en 1864. Newlands observó que al llegar al octavo elemento éste tenía propiedades parecidas al primero, el noveno al segundo, y así sucesivamente. Con esta disposición llegó a ordenar 16 elementos, pero a partir del calcio, para poder situar el bromo, de propiedades similares al cloro, hacen falta 14 elementos en lugar de cuatro:

Li	Be		B	C	N	O	F
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	14 elementos					Br

nicotina Alcaloide del tabaco. Se presenta en forma de líquido aceitoso, volátil e incoloro. Es soluble en disolventes orgánicos.

niobio Elemento químico de símbolo Nb, perteneciente al grupo 5 de la tabla periódica, de número atómico 41 y masa atómica 92,906. Se presenta como un metal gris plateado, blando, dúctil y maleable. Químicamente es bastante inerte. No reacciona con el aire a temperatura ambiente; en caliente, la reacción es más vigorosa. Tampoco reacciona en presencia de agua, ácidos ni bases. Tiene un único isótopo estable, el Nb-93; se conocen también 30 radioisótopos. Se utiliza en la preparación de aceros inoxidables, en la creación de aleaciones superconductoras y de altas temperaturas, y en la construcción de plantas nucleares.

níquel Elemento químico de símbolo Ni, perteneciente al grupo 10 de la tabla periódica, de número atómico 28 y masa atómica 58,71. Se presenta como un metal blanco plateado, duro, dúctil y maleable. Presenta ferromagnetismo por debajo de los 345 °C. Químicamente es un elemento poco reactivo. Reacciona suavemente en contacto con el aire. Es estable en contacto con el agua y las bases; es atacado por los ácidos no oxidantes y se pasiva con los ácidos oxidantes. Tiene cinco isótopos estables, el Ni-58, el Ni-60, el Ni-61, el Ni-62 y el Ni-64. También se conocen 24 radioisótopos. El níquel se usa principalmente

en la preparación de aleaciones especiales. También se emplea en la fabricación de pilas, monedas y catalizadores, y como revestimiento protector de otros metales.

- **níquel, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan níquel en su estructura. Se pueden destacar el carbonato, el cloruro y los óxidos. El carbonato de níquel (II), $NiCO_3$, es un sólido cristalino verde, higroscópico, que descompone a bajas temperaturas; se usa en la preparación de colorantes y como catalizador en la industria petroquímica. El cloruro de níquel (II), $NiCl_2 \cdot 6H_2O$, es un sólido amarillo verdoso que se usa como mordiente de fibras textiles. El óxido de níquel (II), NiO, y el óxido de níquel (VI), NiO_3, son sólidos cristalinos verdes oscuros, insolubles, que se usan en la preparación de aleaciones, vidrios, cerámicas, pilas y baterías.
- **níquel-cadmio, pila de** Batería recargable formada por oxihidróxido de níquel (III) en el cátodo, cadmio en el ánodo e hidróxido de potasio como electrólito. Se puede recargar hasta 1 000 veces y se utiliza en cámaras de vídeo, juguetes electrónicos, lectores de CD, aparatos de radio, etc. Las baterías de Ni/Cd están siendo sustituidas por las de Ni/Mh (hidruro), de mayor rendimiento y fabricadas con sustancias menos tóxicas.

nitrato Cada una de las sales del ácido nítrico por sustitución del átomo de hidrógeno por cationes. Los nitratos suelen ser compuestos solubles e higroscópicos. Tienen propiedades oxidantes y se descomponen antes de fundirse.

- **nitrato de plata** ⇨ PLATA, COMPUESTOS DE

nítrico, ácido Oxoácido del nitrógeno de fórmula HNO_3. En estado puro se presenta como un líquido incoloro con un punto de ebullición a 84,1 °C; es miscible en todas las proporciones con el agua y actúa como un ácido fuerte. Es un oxidante fuerte y altamente corrosivo; sus vapores son tóxicos. El ácido nítrico concentrado adquiere un color parduzco al calentarlo o exponerlo a la acción de la luz. Da lugar a sales, denominadas *nitratos*. Se usa en la preparación de fertilizantes, explosivos, colorantes y compuestos nitrogenados.

nitritos Sales del ácido nitroso por sustitución del átomo de hidrógeno por cationes. Son solubles y pueden fundir sin descomposición. Son agentes reductores más estables que el ácido nitroso del que proceden.

nitrógeno

nitrógeno Elemento químico de símbolo N, perteneciente al grupo 15 de la tabla periódica, de número atómico 7 y masa atómica 14,006. Se presenta como un gas diatómico, incoloro, inodoro e insípido. Es ligero y muy estable; únicamente disocia de forma apreciable a temperaturas muy elevadas. Químicamente es un elemento bastante inerte. En condiciones normales no reacciona con el aire, el agua, los ácidos ni las bases. No obstante, si se somete a descargas eléctricas a baja presión, se forma nitrógeno activo, una especie química muy reactiva que tiende a pasar a nitrógeno molecular. Tiene dos isótopos estables, el N-14 y el N-15. Se conocen 13 radioisótopos. El nitrógeno se usa como refrigerante, como atmósfera inerte, en la conservación de alimentos, como eliminador de impurezas en la industria electrónica, y en la producción de fertilizantes, explosivos, colorantes, amoníaco y sales nitrogenadas.

- **nitrógeno, óxidos de** Compuestos binarios del nitrógeno y el oxígeno. Existen seis óxidos. El monóxido de dinitrógeno u óxido de nitrógeno (I), N_2O, es un gas incoloro de olor dulzón; es bastante inerte, aunque tiende a descomponerse en sus elementos constituyentes. El monóxido de nitrógeno u óxido de nitrógeno (II), NO, es un gas incoloro bastante reactivo y poco soluble en agua. A temperaturas bajas dimeriza, y forma N_2O_2, estable únicamente en estado sólido. El dióxido de nitrógeno u óxido de nitrógeno (IV), NO_2, es un gas pardo-rojizo paramagnético que tiende a dimerizar, en cuyo caso forma el tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4. Éste es un líquido incoloro diamagnético que se encuentra en equilibrio con el dióxido de nitrógeno; sólo es estable a temperaturas bajas. El trióxido de nitrógeno u óxido de nitrógeno (III), N_2O_3, es un líquido azul oscuro que se descompone a temperaturas bajas; en disolución acuosa se encuentra en equilibrio con el ácido nitroso. El pentóxido de dinitrógeno u óxido de nitrógeno (V), N_2O_5, es un sólido blanco volátil que sublima a bajas temperaturas y se descompone a temperatura ambiente; en disolución acuosa se encuentra en equilibrio con el ácido nítrico.

nitroglicerina Éster trinítrico de la glicerina obtenido por reacción de una mezcla de ácido nítrico y ácido sulfúrico sobre la glicerina. A causa de su sensibilidad al choque, se utiliza casi siempre mezclada con otras sustancias que la hacen menos peligrosa en la manipulación y el

transporte. También se utiliza para la propulsión de cohetes. En pequeñas dosis tiene propiedades de vasodilatador.

nitroso, ácido Oxoácido del nitrógeno de fórmula HNO_2. Es bastante inestable, de forma que sólo se puede obtener en disolución o en forma de vapor; no se puede preparar en estado puro. En disolución acuosa se encuentra en equilibrio con el óxido de nitrógeno (III), N_2O_3. Por tanto, actúa como un ácido débil. Es un buen agente reductor y también puede actuar como oxidante.

nobelio Elemento químico de símbolo No, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 102. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza; se obtiene por bombardeo de curio con átomos de carbono. No se han podido investigar en profundidad sus propiedades físicas y químicas. Se supone que es un metal gris plateado. Se conocen 15 radioisótopos, de los cuales el más estable es el No-259, con una vida media de 58 minutos.

nobles, gases ⇨ GASES NOBLES

no metales Conjunto de elementos que no presentan las propiedades de los metales. Se sitúan en la parte superior derecha de la tabla periódica. Pueden presentarse en cualquier estado físico (el carbono es sólido, mientras que el oxígeno es un gas y el bromo es líquido). Sus propiedades son, en buena parte, inversas a las de los metales: son malos conductores eléctricos y térmicos, no tienen brillo metálico, no emiten electrones al ser calentados (efecto termoeléctrico) ni al incidir luz sobre ellos (efecto fotoeléctrico), y no son dúctiles ni maleables en estado sólido. Entre los metales y los no metales existe un conjunto de elementos que presentan características parcialmente metálicas; son los denominados *semimetales*.

normalidad Forma de expresar la concentración de una disolución que indica el número de equivalentes de soluto disueltos en un litro de disolución. Se representa por la letra N. Se usa en análisis químico y reacciones ácido-base o redox, pero se tiende a sustituir por la molaridad o concentración molar. El número de equivalentes en los procesos ácido-base corresponde por parte del ácido al número de hidrógenos que intervienen en la reacción y por parte de la base, al número de hidroxilos OH^-; en las reacciones redox corresponde a los electrones transferidos.

núcleo atómico

Ejemplo

El ácido sulfúrico tiene dos equivalentes, ya que en su fórmula, H_2SO_4, hay dos hidrógenos, que pueden intervenir en una reacción ácido-base. En el caso del hidróxido de sodio, NaOH, hay un equivalente. En las semirreacciones redox, el oxidante nitrato NO_3^{-1} puede reducirse a dióxido de nitrógeno, NO_2, a nitrito, NO_2^{-1}, o a monóxido de nitrógeno, NO. En el primero actúa con un equivalente: $NO_3^{-1} + 2H^+ + 1e^{-1} \longrightarrow NO_2 + H_2O$ (1 electrón transferido); en el segundo con dos y en el tercero con tres.

Ejercicio

Calcula la normalidad de una disolución diluida en ácido sulfúrico, tal que a una disolución inicial de 500 ml de concentración 1,5 M se le añaden 250 ml de agua.

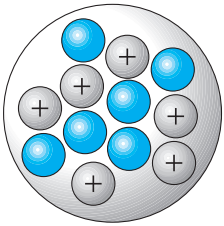
Se trata de una disolución que contiene 2 moles de ácido puro en 1 litro de disolución. Primero se han de calcular los moles en el volumen de 500 ml y después transformarlos en equivalentes. Finalmente se dividen los equivalentes obtenidos por el volumen total (500 ml + 250 ml = 750 ml = 0,75 l).

$$500 \text{ ml} \cdot \frac{1 \text{ l}}{10^3 \text{ ml}} \cdot \frac{1{,}5 \text{ moles } H_2SO_4}{1 \text{ l}} = 0{,}75 \text{ moles } H_2SO_4 \cdot$$

$$\cdot \frac{2 \text{ equivalentes } H_2SO_4}{1 \text{ mol}} = 1{,}5 \text{ equivalentes}$$

$$N = \frac{\text{nº equivalentes}}{\text{litros}} = \frac{1{,}5 \text{ equivalentes}}{0{,}75 \text{ l}} = 2 \text{ N (2 normal)}$$

núcleo atómico Parte central del átomo que contiene la mayor parte de la masa y la carga positiva. El radio de un núcleo atómico es 10^{-12} cm, 10^4 veces más pequeño que el átomo que lo contiene. El núcleo más sencillo es el del isótopo protio del elemento hidrógeno, que sólo contiene un protón. La inestabilidad del núcleo da lugar a las reacciones nucleares o procesos radiactivos.



Núcleo de carbono, que contiene seis neutrones y seis protones.

núcleo radiactivo Núcleo inestable que tiende a desintegrarse hasta adquirir una cierta estabilidad a través de emisiones de partículas del núcleo. Pueden darse tres situaciones: emisión de partículas α, emisión de partículas $\beta(-)$ (electrones) y emisión de $\beta(+)$ (positrones).

nucleón Protón o neutrón.

núclido Tipo de átomo que se caracteriza por la constitución de su núcleo y por su comportamiento. Se conocen más de 1 500 núclidos.

número atómico Número de protones contenidos en el núcleo de un átomo. Se simboliza por Z. Coincide numéricamente con el número de electrones de la corteza en estado neutro. El número atómico es una propiedad característica que permite identificar al elemento.

Ejemplo

Hidrógeno, Z = 1; esto indica que tiene 1 protón en el núcleo y 1 electrón en la corteza. Uranio, Z = 92; indica que tiene 92 protones y 92 electrones.

número másico Número de protones más neutrones que tiene el núcleo de un átomo. Se simboliza por A. Conocido el número atómico Z y el másico A, se puede determinar el número de neutrones.

Ejemplo

Si un átomo neutro de un elemento tiene de número atómico Z = = 7 y de número másico A = 15, esto quiere decir que contiene 7 protones, 7 electrones y 8 neutrones (A-Z = número de neutrones).

números cuánticos

números cuánticos Valores numéricos que permiten identificar al electrón y situarlo en el átomo. Son cuatro: el número cuántico principal n, que sitúa al electrón en el nivel; el número cuántico secundario l, que lo sitúa en un subnivel; el número cuántico magnético m_s, que indica la orientación, y el número de espín s, que informa sobre el sentido de rotación.

Ejemplo

Si un electrón se designa por 2, 1, 0, +1/2, quiere decir que se encuentra en el segundo nivel, en el subnivel p y orbital p_x, y sentido de la rotación positivo +1/2. Configuración electrónica: $2p_x^1$.

oclusión Fenómeno por el que un gas o un sólido queda retenido en la estructura cristalina de un metal. A veces se forman compuestos insterticiales; por ejemplo, los átomos de hidrógeno se intercalan de forma regular en la red metálica de paladio. La oclusión aumenta con la temperatura y con la presión del gas. El término también hace referencia a la absorción de iones de un electrólito por un precipitado.

ocre Mezcla de óxidos e hidróxidos de hierro con rocas arcillosas. Su color varía del amarillo al rojo y al negro, y se usa como pigmento.

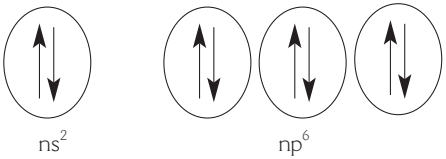
octano Alcano que se encuentra en el petróleo y que presenta 18 isómeros de cadena. Los más importantes son el n-octano, que hierve a 126 °C y es utilizado como disolvente, y el isooctano, con punto de ebullición 99,2 °C y empleado, junto con el n-heptano, para determinar la velocidad de detonación de los combustibles líquidos.

- **octano, índice de** Número que indica la velocidad de detonación de un combustible líquido en unas condiciones de análisis estándar. Arbitrariamente se asigna el índice de octano 0 al n-heptano y el índice 100 al isooctano. Un índice de octano de 96 indica que la velocidad de detonación del combustible en el análisis estándar es igual a la de una mezcla de 96 partes de isooctano y 4 partes de n-heptano.

octavas de Newlands, ley de las ⇨ NEWLANDS, LEY DE LAS OCTAVAS DE

octete, regla del Regla que especifica que la tendencia de los átomos al reaccionar es adquirir la configuración electrónica del octete, 8 electrones en la última capa del átomo, distribuidos así: $ns^2\ np^6$. Esta configuración da estabilidad debido a que los orbitales s y p están completos, 2 y 6 electrones respectivamente, y es la propia de los gases nobles. La regla no se cumple en los metales de transición.

olefinas



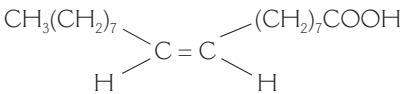
Configuración electrónica del octete.

Ejemplo

Además de los gases nobles, tienen la configuración del octete el catión sodio Na^+ ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$), el anión cloruro Cl^- ($1s^2\ 2s\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$) y el catión Fe^{2+} ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$).

olefinas Antigua denominación de los alquenos.

oleico, ácido Ácido graso insaturado de cadena larga que forma parte de grasas y aceites.



El ácido oleico es el principal componente del aceite de oliva (está presente en un 84 %), pero también se encuentra en la manteca de cerdo y de cacao, y en los aceites de maíz, de cacahuete y de soja.

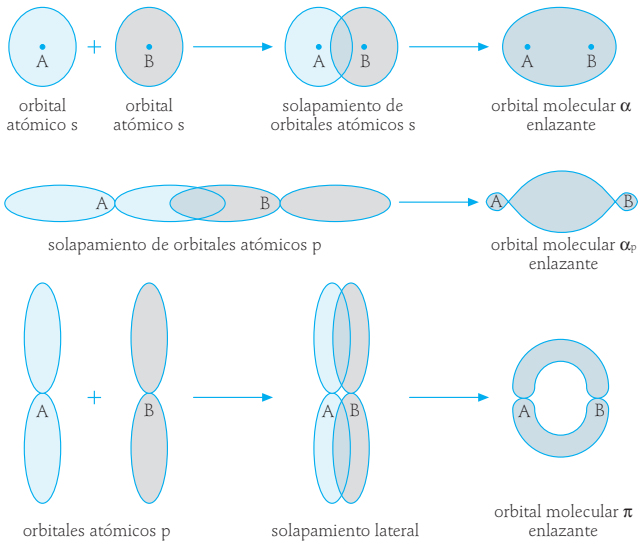
óleum ⇨ SULFÚRICO, ÁCIDO

órbita Trayectoria circular o elíptica descrita por el electrón alrededor del núcleo del átomo, según el modelo atómico de Böhr. Es un concepto determinista que ha sido sustituido en las modernas teorías cuánticas por el de orbital.

orbital atómico Zona o región del espacio atómico en la que es probable localizar un electrón determinado. Con más exactitud se dirá que un orbital atómico es una función de onda $\Psi = f(x, y, z, t)$ que permite calcular la longitud de onda y la frecuencia de la onda asociada al movimiento del electrón, así como la energía de este electrón; el cuadrado Ψ^2 describe la distribución espacial de la densidad de carga en torno al núcleo, es decir, informa de la probabilidad de encontrar el elec-

trón con un máximo del 99,9 %. De esta forma, el electrón se convierte en una nube difusa situada en una zona probable alrededor del núcleo.

orbital molecular Orbital resultante de la unión de orbitales atómicos puros u orbitales híbridos, es decir, de la suma matemática de las funciones de onda correspondientes a los orbitales iniciales. Este orbital es el responsable de los enlaces en la molécula de un compuesto covalente. Se produce un solapamiento de los orbitales atómicos, ya sean s, p, d o f. Si éste es penetrante, el tipo de orbital molecular es sigma, α; se trata de un enlace covalente fuerte y estable. En cambio, si el solapamiento es lateral, será un orbital molecular tipo pi, π, más débil y reactivo; es el responsable de los dobles y triples enlaces en los compuestos de carbono. Las formas de los orbitales moleculares dependen del solapamiento y su tamaño crece según el nivel en el que se encuentren. El orbital molecular σ tiene un radio igual al calculado por Böhr para el nivel n = 1, y el σ_{2S} tiene un radio que es $r_2 = 4 \times r_1$, que coincide con los cálculos de Böhr para sus órbitas circulares. En las formas lobulares el tamaño aumenta según el nivel.



orbital molecular

● **orbitales moleculares, teoría de los** Teoría que explica los enlaces químicos mediante la formación de orbitales moleculares pertenecientes a los dos átomos. En ellos se disponen todos los electrones, de menor a mayor energía, con dos electrones como máximo por orbital y desapareados. Dos orbitales atómicos dan lugar a dos orbitales moleculares, uno enlazante de menor energía y el otro antienlazante y muy energético. Las funciones de onda que representan a los orbitales moleculares se obtienen mediante el método CLOA. Es de aplicación a todos los enlaces, tanto el iónico como el metálico, y sirve también para la obtención de orbitales híbridos a partir de la combinación de orbitales atómicos.

FÍJATE BIEN orbitales moleculares, teoría de los

Combinando *n* orbitales atómicos se obtienen *n* orbitales moleculares, la mitad enlazantes y la otra mitad antienlazantes.

orden de reacción Número al que están elevadas las concentraciones de las sustancias en la ecuación que permite el cálculo de la velocidad de reacción. Es un valor experimental que puede coincidir o no con los coeficientes estequiométricos de la reacción. Para una reacción cualquiera: $aA + bB = cC + dD$, la velocidad de reacción de los reactivos se obtiene así: $v = [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$, en donde α y β son los órdenes parciales. Se dice que la reacción es de orden 1 si la velocidad se expresa: $v = [A]^1$, o de orden 2 si se escribe $v = [A]^2$ y de orden 3 si se escribe $v = [A]^3$ o bien: $v = [A]^2 \cdot [B]^1$. En este caso se dice que es de orden parcial 2 respecto de A y de orden total 3.

Ejemplo

La velocidad directa de la reacción de descomposición $N_2O_4 \longleftrightarrow 2NO_2$ se obtiene $v_2 = [N_2O_4]$; es de orden 1. La reacción de formación del cloruro de nitrosilo: $2NO + Cl_2 \longrightarrow 2NOCl$, $v = [NO]^2 \cdot [Cl_2]$, es de orden parcial 2 respecto del NO, de orden parcial 1 respecto del cloro y de orden total 3.

oro Elemento químico de símbolo Au, perteneciente al grupo 11 de la tabla periódica, de número atómico 79 y masa atómica 196,96. Se presenta como un metal amarillo brillante, extremadamente blando. Es el metal más dúctil y maleable que se conoce. Químicamente es un elemento muy inerte. No es atacado por el aire, el agua, los ácidos ni las bases. Solamente lo disuelve el agua regia y los cianuros alcalinos. Tiene un isótopo estable, el Au-197; se conocen 34 radioisótopos. El oro se utiliza básicamente en joyería; también se usa en la industria electrónica, en tecnología aeroespacial y en la fabricación de piezas dentales. El isótopo Au-198 se usa en el tratamiento del cáncer.

ortobórico, ácido ➪ BÓRICO, ÁCIDO

ortofosfórico, ácido ➪ FOSFÓRICO, ÁCIDO

osmio Elemento químico de símbolo Os, perteneciente al grupo 8 de la tabla periódica, de número atómico 76 y masa atómica 190,2. Se presenta como un metal azulado muy duro, denso y quebradizo. Forma parte del grupo del platino. Es un elemento bastante inerte. No reacciona con el aire a temperatura ambiente. Tampoco lo hace con el agua, los ácidos no oxidantes ni las bases. Tiene siete isótopos estables o de vida media muy larga, el Os-184, el Os-186, el Os-187, el Os-188, el Os-189, el Os-190 y el Os-192. Se conocen 28 radioisótopos. Se utiliza en aleaciones con otros elementos del grupo del platino, a los que confiere dureza.

osmiridio Aleación de osmio e iridio con pequeñas cantidades de otros metales como el platino y el paladio. Se puede encontrar en forma de aleación natural. Es muy dura y presenta gran resistencia a la corrosión, por lo que se usa en la fabricación de elementos mecánicos y de puntas de plumas estilográficas.

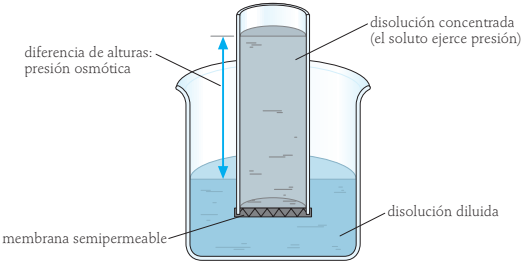
ósmosis Fenómeno consistente en la difusión de un disolvente a través de una membrana porosa semipermeable que separa dos disoluciones de diferente concentración. Solamente pueden atravesar la membrana las moléculas del disolvente. Por eso, la difusión de las moléculas es predominante en el sentido de la disolución más diluida a la más concentrada; de esta forma se tienden a igualar las concentraciones, instante en que finaliza la ósmosis. El movimiento de moléculas a través de la membrana continúa, pero con igual velocidad en ambos sentidos. La ósmosis tiene mucha importancia en los procesos biológicos.

osmótica

¿SABÍAS QUE...? ósmosis

Si bebemos agua del mar, el resultado que obtendremos será la deshidratación. Debido a la ósmosis, el agua pura tiende a moverse de la zona más diluida (en este caso las células) a la más concentrada (el agua del mar). De este modo el agua saldrá del organismo y se producirá el efecto contrario al deseado, la deshidratación del cuerpo.

osmótica, presión Presión producida por una columna de una disolución líquida sobre una membrana semipermeable a través de la cual se realiza la ósmosis. Como el proceso de ósmosis se da con más velocidad en el sentido de la disolución diluida a la concentrada, la columna del líquido en el tubo sube hasta que se alcanza el equilibrio. Esta presión hidrostática equivale a la presión que ejercería un gas que ocupase este volumen y contuviese el mismo número de moles en las mismas condiciones de presión y temperatura. En consonancia, la presión osmótica se calcula con una ecuación similar a la de los gases ideales: $\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$, en donde π es la presión osmótica, *R* la constante de los gases y *T* la temperatura absoluta. También se pueden calcular masas moleculares del soluto conocidas la densidad, la presión y la temperatura: $\pi \cdot V = \frac{m}{M_r} \cdot R \cdot T$; $M_r = \frac{m \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V} = \frac{d \cdot R \cdot T}{\pi}$. Es útil en el cálculo de masas moleculares de proteínas, como en el caso de la albúmina.



Ejercicio

Una disolución de 20 g de albúmina por litro, a 25 °C, ejerce una presión osmótica de 7,9 mm de Hg. Calcula la masa molecular de la albúmina.

Utilizando la ecuación:

$$M_r = \frac{m \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V} = \frac{20\ g \cdot 0{,}082\ atm \cdot l \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 298\ K}{\frac{7{,}9\ mm}{760\ mm/atm} \cdot 1l} =$$

$$= 47{,}016\ g/mol$$

FÍJATE BIEN osmótica, presión

Dos disoluciones que tienen la misma concentración molar tienen igual presión osmótica y se denominan *isotónicas*.

oxalato Sal o éster del ácido oxálico. Es un compuesto reductor que se utiliza en los mismos casos que el ácido oxálico. El cuerpo humano sintetiza oxalatos; en caso de una excesiva síntesis se forma oxalato de calcio, un compuesto insoluble que forma cálculos y piedras en el riñón.

oxálico, ácido ⇨ ETANODIOICO, ÁCIDO

oxiacetilénico, soplete Soplete que usa una mezcla de acetileno (etino) y oxígeno. Alcanza una temperatura de 3 500 °C. Se utiliza en soldaduras y cortes de metales.

oxidación Reacción química en la que una sustancia pierde electrones (se opone a la reducción, que es la ganancia de electrones). En un principio, *oxidación* quería decir combinación con el oxígeno, pero actualmente este término se aplica a los procesos de transferencia de electrones; la oxidación está asociada a la pérdida de electrones y a un aumento del número de oxidación. En los compuestos orgánicos, la oxidación lleva implícitos un mayor contenido de oxígeno y un aumento de la insaturación; así, el nivel más bajo es el de alcoholes y alcanos, a continuación los aldehídos, las cetonas y los dobles enlaces C = C; por último ácidos, ésteres y triples enlaces.

oxidación

Ejemplo

El oxígeno del aire al reaccionar con un metal como el cinc da óxido de cinc: $Zn_{(s)} + {}^{1}/_{2}\, O_{2(g)} \leftrightarrow ZnO_{(s)}$.
El etanol se oxida y da etanal: $CH_3 - CH_2OH \xrightarrow{{}^{1}/_{2}\, O_2} CH_3 - - CHO + H_2O$. Si continúa la oxidación se puede obtener ácido etanoico: $CH_3 - CHO \xrightarrow{+\ {}^{1}/_{2}\, O_2} CH_3 - COOH$. Finalmente, la combustión u oxidación máxima hace que se rompa la molécula y se obtenga CO_2, la máxima oxidación posible en el átomo de carbono (+4 de número de oxidación).

- **oxidación, número de** Número que indica los electrones transferidos en una reacción de oxidación-reducción. Si el número es negativo, quiere decir que el átomo ha ganado estos electrones; si es positivo, significa que los ha perdido. El número de oxidación de un elemento es cero. En los cationes o aniones, la carga eléctrica real indica el número de electrones transferidos. En los compuestos covalentes, el número de oxidación refleja una carga parcial en función del ligero desplazamiento de los electrones debido a la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman el compuesto.

Ejemplo

El oxígeno tiene, en los compuestos que forma, número de oxidación –2, excepto en el óxido de flúor F_2O, que es +2 (el flúor es el único elemento que es más electronegativo que el oxígeno), y en los peróxidos, grupo O_2^{-2}, que es –1. Los halógenos actúan con número de oxidación –1 al formar los haluros, como por ejemplo NaF, Na^+ y F^{-1}. En los nitratos, el nitrógeno NO_3^{-1} tiene una carga parcial +5 respecto del oxígeno, por tanto número de oxidación +5, y en los nitritos NO_2^{-1} tiene carga parcial +3.

- **oxidación-reducción, indicadores** ➪ INDICADOR
- **oxidación-reducción, reacción de** Reacción química de transferencia de electrones. Los procesos de oxidación-reducción se producen

de forma simultánea: mientras una sustancia se reduce (el oxidante) y gana electrones, otra se oxida (el reductor) y los pierde. Se habla de *reacciones redox*, que se igualan mediante el método del ion-electrón:

- Se escriben las semiecuaciones de oxidación y reducción por separado, utilizando las formas iónicas reales de oxidantes y reductores, y se igualan.
- Con los pares H^+/H_2O (medio ácido) o H_2O/OH^- (medio básico) colocados a ambos lados de las reacciones, se completa la igualación de los hidrógenos y oxígenos.
- Se ajustan los electrones, tal que la carga total dé cero.
- Se suman las semiecuaciones, multiplicando por los números enteros necesarios para que los electrones ganados coincidan con los perdidos, se completan con los iones respectivos y se termina el ajuste.

Ejercicio

Si se hace burbujear cloro a través de una solución concentrada de hidróxido de potasio, se obtiene una solución que contiene clorato de potasio. En primer lugar, iguala por el método del ion-electrón la reacción redox. En segundo lugar, calcula el volumen de cloro medido en condiciones normales que se necesita para obtener 200 g de clorato de potasio, sabiendo que el rendimiento es del 80 %.

El cloro se oxida y se reduce a la vez. Se escriben las semiecuaciones de reducción y se igualan:

reducción: $Cl_2 + 2e^{-1} \rightarrow 2Cl^{-1}$

oxidación: $Cl_2 + \ldots \rightarrow ClO_3^{-1} + \ldots$

1° par OH^{-1} / H_2O: $Cl_2 + 6OH^{-1} \rightarrow 2ClO_3^{-1} + 3H_2O$

2° electrones: $Cl_2 + 6OH^{-1} \rightarrow 2ClO_3^{-1} + 3H_2O + 4e^{-1}$

Se multiplica la primera semiecuación por 2 para que el número de electrones ganados sea el mismo que los perdidos:

ecuación iónica: $2Cl_2 + Cl_2 + 6OH^{-1} \rightarrow 4Cl^{-1} + 2ClO_3^{-1} + 3H_2O$

ecuación global: $3Cl_2 + 6KOH \rightarrow 4KCl + 2KClO_3 + 3H_2O$

Según la reacción igualada, 3 moles de gas cloro producen 2 moles de clorato de potasio; por lo tanto:

→

oxidante

$$200 \text{ g reales } KClO_3 \cdot \frac{100 \text{ g teóricos}}{80 \text{ g reales}} \cdot \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{122{,}5 \text{ g}} \cdot \frac{3 \text{ moles } Cl_2}{2 \text{ moles } KClO_3} \cdot \frac{22{,}4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 68{,}57 \text{ l de } Cl_2$$

oxidante Sustancia que tiende a ganar electrones de otra sustancia, el reductor. El oxidante oxida a otras sustancias y a su vez se reduce, lo que disminuye su número de oxidación. Los oxidantes más enérgicos son el permanganato de potasio, $KMnO_4$; el dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$; el ácido nítrico, HNO_3; y los gases flúor y cloro. La fortaleza de un oxidante es relativa y depende de con quién reacciona y en qué medio se realiza; así, en medio ácido los oxidantes son más enérgicos. Existe una escala de potenciales electródicos de reducción, que toma como referencia el potencial de reducción del catión hidrógeno, con valor 0. En esta escala, el más oxidante es el F_2 y el menos, el Cs^+.

⇨ POTENCIAL DE ELECTRODO

óxido de bario ⇨ BARIO, COMPUESTOS DE

óxido de calcio ⇨ CALCIO, COMPUESTOS DE

óxido de cinc ⇨ CINC, COMPUESTOS DE

óxido de cobre ⇨ COBRE, COMPUESTOS DE

óxido de plata ⇨ PLATA, COMPUESTOS DE

óxidos Compuestos binarios formados por el oxígeno y otro elemento, en los que el oxígeno actúa con número de oxidación –2. Hay dos tipos de óxidos. Los óxidos metálicos, que resultan de combinar un metal con el oxígeno, son compuestos iónicos sólidos y tienen propiedades básicas. Los óxidos no metálicos son el resultado de combinar un elemento no metálico con el oxígeno; forman compuestos covalentes con enlaces polarizados hacia el oxígeno y se presentan como gases o como líquidos. Estos óxidos tienen propiedades ácidas.

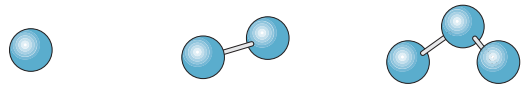
Ejemplo

Óxidos no metálicos: dióxido de carbono, CO_2; trióxido de dicloro, Cl_2O_3; pentaóxido de difosforo, P_2O_5; dióxido de azufre, SO_2; óxido de nitrógeno, NO.

→

Óxidos metálicos: óxido de sodio, Na_2O; óxido de calcio, CaO; óxido de hierro (III), Fe_2O_3; óxido de cobre (I), Cu_2O; óxido de plomo (IV) PbO_2.

oxígeno Elemento químico de símbolo O, perteneciente al grupo 16 de la tabla periódica, de número atómico 8 y masa atómica 15,999. Es el elemento más abundante de la corteza terrestre. Se presenta como un gas incoloro, inodoro e insípido. La molécula está formada por dos átomos de oxígeno unidos mediante un enlace doble covalente muy fuerte, con comportamiento paramagnético. Además de la molécula diatómica (O_2), se conocen otras tres formas estructurales del oxígeno: el oxígeno atómico, O; el ozono, O_3, y el oxozono, O_4. El oxígeno ordinario u atómico procede de la disociación de la molécula diatómica. Este proceso sólo se puede realizar a temperaturas muy elevadas o bien por acción de la radiación ultravioleta; por esta razón, suele encontrarse en las capas superiores de la atmósfera. En cuanto al oxozono, se forma gracias a la interacción de los electrones desapareados de las moléculas diatómicas. El oxígeno es un gas muy inerte a temperaturas ordinarias. No reacciona con el aire, el agua, los ácidos ni las bases. En cambio, a temperaturas elevadas se combina con casi todos los elementos de la tabla. En solución acuosa da lugar a varias especies: el ion óxido, O^{2-}, que es la más normal; el ion peróxido, O_2^{-2}, y el ion superóxido, O_2^-. Tiene tres isótopos estables, el O-16, el O-17 y el O-18. Se conocen 12 radioisótopos. Se utiliza en la industria siderúrgica para la fabricación de acero; en la industria química para dar lugar a gran cantidad de compuestos oxigenados, como el metanol; en la industria aeroespacial como combustible; en soldadura y en medicina.



Representación de las tres formas naturales del oxígeno.

oxoácidos Compuestos ácidos que poseen átomos de oxígeno unidos al elemento central y en los que los hidrógenos causantes de la acidez están unidos al oxígeno.

oxosales

Ejemplo

Son oxoácidos el ácido nítrico, HNO_3; el ácido sulfúrico, H_2SO_4; el ácido clórico, $HClO_3$, y el ácido disulfúrico, $H_2S_2O_7$.

oxosales Sales obtenidas al combinarse los oxoácidos con hidróxidos básicos. Son compuestos iónicos que presentan átomos de oxígeno en su estructura. Su estado físico es sólido a consecuencia de la agrupación indefinida de iones negativos procedentes del oxoácido e iones positivos procedentes del hidróxido.

Ejemplo

Son oxosales el nitrato de sodio, $NaNO_3$; el sulfato de cobre, $CuSO_4$, y el carbonato de hierro (III), Fe_2CO_3.

ozono Forma alotrópica del oxígeno gaseoso de fórmula O_3. Es un gas tóxico de color azul pálido y olor característico. Se forma a partir de oxígeno molecular y oxígeno ordinario mediante descargas eléctricas o por la acción de la radiación ultravioleta. Puede descomponerse de forma explosiva; es un agente oxidante extraordinariamente enérgico, únicamente superado por el flúor. Reacciona de forma enérgica con compuestos orgánicos hasta el punto de poder llegar a explotar. Se encuentra en la atmósfera, en una capa situada entre los 20 y los 40 kilómetros de altura denominada *capa de ozono* u *ozonosfera*. Esta capa tiene una gran importancia, puesto que absorbe buena parte de la radiación ultravioleta que llega a la Tierra. No obstante, en las últimas décadas se ha podido apreciar una disminución preocupante de la cantidad de ozono de la capa, debido a la destrucción de las moléculas de ozono por la interacción con los clorofluorocarbonos (CFC), procedentes de sistemas de refrigeración y de sprays. El ozono se utiliza en procesos de purificación de agua potable como agente oxidante y en el tratamiento de residuos.

Pp

paladio Elemento químico de símbolo Pd, perteneciente al grupo 10 de la tabla periódica, de número atómico 46 y masa atómica 106,4. Es un metal blanco plateado, blando, muy dúctil y maleable. Absorbe grandes cantidades de gases, especialmente de hidrógeno. Es un metal poco reactivo. Reacciona suavemente con el aire en caliente. No se combina con el agua, los ácidos no oxidantes ni las bases. Tiene seis isótopos estables, el Pd-102, el Pd-104, el Pd-105, el Pd-106, el Pd-108 y el Pd-110. Se conocen 27 radioisótopos. Se usa en la preparación de aleaciones para la industria eléctrica, odontológica y relojera; también se emplea como catalizador, en recubrimientos protectores y en joyería.

palmítico, ácido Ácido graso saturado de fórmula $CH_3(CH_2)_{14}CO$-OH que forma parte de grasa y aceites. El ácido palmítico se encuentra en la mantequilla y en la manteca de cerdo, así como en los aceites de coco, maíz y semilla de algodón.

par conjugado ácido-base Par formado por un ácido y su base conjugada o por una base y su ácido conjugado. Si el ácido es fuerte, su base conjugada será débil, y viceversa.

> **FÍJATE BIEN** par conjugado ácido-base
>
> Cada ácido tiene su base conjugada y cada base tiene su ácido conjugado.

par de electrones compartidos Electrones situados en un mismo orbital molecular. Son los responsables del enlace covalente y pertenecen por igual a los dos átomos que unen. Pueden proceder de átomos

par de electrones no compartidos

diferentes o del mismo átomo; esto sucede en los compuestos covalentes coordinados y en la formación de iones complejos.

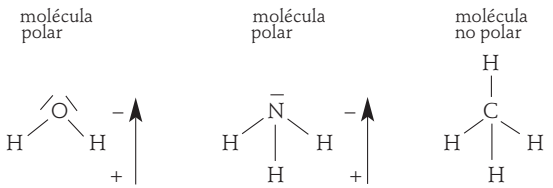
Ejemplo

El catión hidronio, H_3O^+, y el amonio, NH_4^+, disponen de 3 y 4 pares de electrones compartidos respectivamente, pero estos iones se han formado entre el agua y el amoníaco que aportan los electrones y un H^+ que los capta.

par de electrones no compartidos Par de electrones que se encuentran en uno de los átomos que forma la molécula y solamente pertenecen a este átomo. Son los causantes de la polaridad de la molécula y pueden formar enlaces covalentes coordinados. Influyen en la geometría de la molécula.

Ejemplo

En el agua, H_2O, el oxígeno dispone de dos pares de electrones no compartidos; en el amoníaco, NH_3, hay 1 par de electrones no compartidos. Sus estructuras son derivadas de la forma tetraédrica típica del metano, CH_4, que no tiene pares sin compartir.



par iónico Par formado por la asociación de dos iones voluminosos y, por tanto, poco hidratados. Se comportan como una molécula no ionizada y no conductora de la electricidad. Los pares iónicos son poco solubles en agua; en cambio, son solubles en disolventes orgánicos.

Ejemplo

Un ion acetato situado a una distancia adecuada de un ion H^+ forma un par iónico que se comporta de igual forma que la molécula del ácido acético.

par redox Par conjugado formado por la forma oxidada en equilibrio con su forma reducida. Estos pares redox tienen una fortaleza relativa según el desplazamiento de la reacción reversible. Si el oxidante es fuerte, su reductor conjugado será débil, y viceversa.

parafinas Nombre dado a los alcanos por su alta estabilidad y su escasa reactividad.

paramagnetismo Propiedad de las sustancias en las que los átomos presentan un momento dipolar magnético permanente tal que los dipolos, cuando no actúa ningún campo magnético externo, están orientados al azar y su resultante es nula. Cuando se aplica un campo magnético externo, estos dipolos se alinean en la dirección del campo de una forma débil y, por tanto, se imantan poco. Este hecho se explica por la presencia de electrones desapareados. Son elementos paramagnéticos el aluminio, el magnesio y el wolframio.

partícula Constituyente corpuscular básico de la materia. Posee masa y sus dimensiones son tan reducidas que se puede considerar sin volumen apreciable. Las experiencias de finales del siglo XIX permitieron descubrir partículas más pequeñas que el átomo, como electrones, protones y neutrones.

- **partícula alfa** Partícula constituida por un núcleo de helio (2 protones y 2 neutrones); se simboliza por α. Se obtiene en procesos de desintegración de núcleos radiactivos de elementos con masas atómicas superiores a 200; es emitida a grandes velocidades ($v = 1{,}5 \cdot 10^7$ m/s) y tiene un poder de penetración pequeño (alcanza hasta 0,1 mm de espesor de aluminio), con un recorrido máximo en el aire de 10 cm.

partícula

¿SABÍAS QUE...? partícula alfa

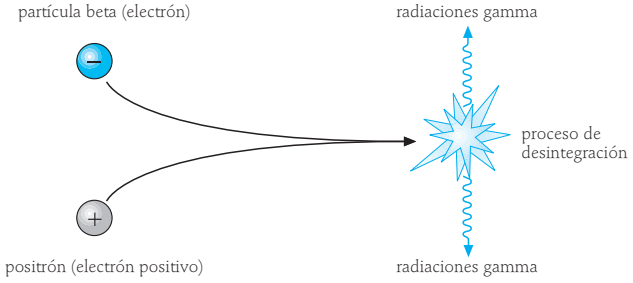
Las partículas alfa tienen escasa penetración y gran poder de ionización de los gases. Producen una contaminación medioambiental elevada y daños biológicos importantes.

- **partícula beta (–)** Electrón emitido por el núcleo atómico; se simboliza por β_{-1}. Se origina al desintegrarse un neutrón, que da lugar a un protón que permanece en el núcleo y un electrón que sale disparado al exterior. Su velocidad puede alcanzar la de la luz, su recorrido medio en el aire es de 7 m y su penetración alcanza los 5 mm de espesor de aluminio. Ioniza débilmente los gases y es detectada por una placa fotográfica y por contadores Geiger.

FÍJATE BIEN partícula beta (-)

Las partículas beta tienen escasa penetración y bajo poder de ionización de los gases.

- **partícula beta (+)** Positrón emitido por un núcleo atómico; se simboliza por β_{+1}. Se produce durante un proceso que equivale a la desintegración de un protón en un neutrón y un positrón que sale disparado hacia el exterior. Cuando una partícula beta+ y una beta– se encuentran, se desintegran entre sí y dan lugar a radiaciones gamma y energía.



- **partícula subatómica** Cada una de las partículas de las que está formado el átomo.
- **partículas elementales** Partículas constituyentes fundamentales de la materia. Se dividen en dos grupos: leptones (electrón, neutrino, etc.) y quarks.

Paschen, serie de Conjunto de líneas del espectro del átomo de hidrógeno, correspondiente a la zona del infrarrojo cercano, que relaciona las longitudes de onda de las transiciones electrónicas entre los niveles superiores y el nivel cuántico, n=3.

Pauli, principio de exclusión de Principio enunciado por Pauli en 1925 que establece que en un mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales. Como máximo pueden ser iguales tres.

Ejemplo

Cumplen el principio de exclusión de Pauli los siguientes pares de electrones:

2, 1, 1, +1/2	2, 1, 1, –1/2	Dos electrones con el mismo nivel (n = 2), subnivel (2p) y orbital (2px), y diferente espín.
1, 0, 0, +1/2	2, 0, 0, +1/2	Dos electrones con diferente nivel (n = 2 y n = 1), mismo subnivel, s, y mismo espín.
2, 0, 0, +1/2	2, 1, 0, +1/2	Dos electrones con el mismo nivel (n = 2), diferente subnivel (s, p) y mismo espín.

pentano Alcano que se encuentra en el petróleo. Presenta tres isómeros de cadena: el n-pentano, el isopentano y el neopentano. El n-pentano es un líquido incoloro, inflamable, de olor agradable y fórmula $CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_2 – CH_3$. Se utiliza como anestésico, en la manufactura del hielo y como disolvente.

pentanoico, ácido Ácido monocarboxílico que se encuentra en el aceite de valeriana (de ahí que también reciba el nombre de *ácido valeriánico*) de fórmula $CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_2 – COOH$. Es un líquido incoloro, de olor y sabor penetrantes, poco miscible en agua y mis-

cible en alcohol y éter. Se obtiene de sus fuentes naturales o bien por oxidación del n-pentanol. Es utilizado en la preparación de sus derivados y en la de aromas y perfumes.

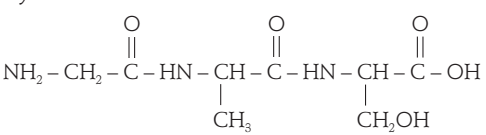
pentanol Alcohol derivado del n-pentano que puede presentarse como tres isómeros distintos. El 1-pentanol es un líquido incoloro, ligeramente soluble en agua, y miscible en alcohol y éter. Se obtiene, juntamente con los otros alcoholes pentílicos, por destilación fraccionada del crudo. Es utilizado en síntesis orgánica. El 2-pentanol es un líquido incoloro soluble en alcohol y éter; se utiliza como disolvente en pinturas y lacas y como intermediario en la fabricación de productos farmacéuticos. El 3-pentanol es un líquido incoloro utilizado como disolvente en procesos de flotación y en la industria farmacéutica.

penteno Alqueno de fórmula C_5H_{10} que tiene dos isómeros. El 1-penteno es un líquido incoloro, soluble en alcohol y éter e insoluble en agua, que se obtiene del petróleo y es usado como aditivo para fuel de alto índice de octano. El 2-penteno es un líquido utilizado como inhibidor de polimerizaciones.

péptido Polímero formado por pocas unidades de aminoácidos unidas por enlace peptídico. La unidad de aminoácido presente en un extremo de la cadena peptídica tiene un grupo $–NH_2$ libre; éste es el extremo N-terminal. El otro extremo de la cadena tiene un grupo –COOH libre; es el extremo C-terminal. La estructura peptídica se escribe con el extremo N-terminal a la izquierda y el extremo C-terminal a la derecha. El nombre base del péptido es el del aminoácido C-terminal. Las otras unidades de aminoácido en la cadena se nombran como sustituyentes de este ácido.

Ejemplo

Los tres aminoácidos del siguiente péptido son: A = glicina, B = alanina y C = serina.



El aminoácido C-terminal es la serina. El nombre es glicinalanilserina.

Los péptidos se forman por hidrólisis parcial de las proteínas y pueden ser degradados a aminoácidos. No obstante, hay unos cuantos péptidos que no derivan de las proteínas y son muy importantes, como el glutatión.

perclórico, ácido ⇨ CLORO, OXOÁCIDOS DE

periódica, ley Ley que relaciona las propiedades de los elementos con su número atómico. El descubrimiento de las partículas fundamentales, de los isótopos y de la ley de Moseley permitió comprobar que el número atómico (Z) es el responsable de la evolución periódica de las propiedades. En definitiva, los elementos están colocados en una tabla en orden creciente de números atómicos y distribuidos en grupos y períodos.

periódica, tabla Tabla que contiene los elementos químicos colocados en orden creciente de número atómico. Dichos elementos están distribuidos en grupos o familias de elementos que tienen propiedades parecidas y en períodos a través de los que las propiedades van diferenciándose hasta llegar a la repetición en un elemento determinado del período. En la tabla actual hay 7 períodos y 18 grupos. El período 1 sólo tiene 2 elementos; los períodos 2 y 3 se dice que son cortos: tienen 8 elementos cada uno; los períodos 4 y 5 tienen 18 elementos cada uno: son períodos largos; en el período 6 hay 32 elementos: es un período muy largo; el período 7 está incompleto. El concepto de período se asocia con el de nivel cuántico. Los grupos están formados por elementos que tienen la misma configuración electrónica en su última capa. En la tabla periódica moderna se relacionan los elementos según la pertenencia a los bloques s, p, d y f. Los elementos que completan los subniveles s y p se consideran elementos típicos o normales, los del bloque d son los elementos de transición y los f las tierras raras (lantánidos y actínidos). A la izquierda de la tabla se sitúan los metales, a la derecha se hallan los no metales y en medio hay un grupo llamado *metaloides* con un carácter mixto.

⇨ GRUPOS DE LA TABLA PERIÓDICA; APÉNDICE

Ejercicio

¿En qué grupo y período de la tabla periódica se encuentra un elemento que tiene de número atómico Z= 17? ¿Qué propiedades se pueden deducir según su posición en la tabla?

→

permanganato de potasio

Primero se ha de obtener la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Se ve que el último nivel electrónico es el 3, por tanto ha de encontrarse en el período 3. La suma de los electrones: 2 + 5 = 7 indica que está en el grupo de los halógenos. Es un no metal que tendrá electronegatividad alta, tenderá a formar compuestos iónicos con valencia –1 con los metales, adquiriendo el octete, y formará óxidos ácidos moleculares.

Un elemento que tenga una configuración en su última capa de $5s^2 5p^2$, ¿en qué grupo y período de la tabla se encuentra y cuál es su número atómico?

Dado que el nivel cuántico es el 5, se deduce que corresponde al período 5; la suma de los electrones da 4. Su número atómico se obtiene sumando los niveles anteriores, teniendo en cuenta que las configuraciones de los subniveles d y f se llenan en el penúltimo y antepenúltimo nivel: Z = 2 (nivel 1:2) + 8 (nivel 2: 2 + 6) + 8 (nivel 3:2+6) + 18 (nivel 4: 2 + 6 + + 10 del 3d) + 14 (nivel 5: 2 + 10 del 4d + 2 del 5p) = 50. Se trata del estaño.

¿SABÍAS QUE...?

periódica, tabla

Queda un problema pendiente de resolver en la tabla periódica y es la ubicación del hidrógeno. Está en el grupo 1 (tiene 1 único electrón), pero no tiene nada que ver con los metales alcalinos.

permanganato de potasio ⇨ POTASIO, COMPUESTOS DE

peróxido de hidrógeno Combinación binaria del oxígeno y el hidrógeno de fórmula H_2O_2. Se presenta como un líquido incoloro y viscoso. Es una sustancia altamente reactiva. Se descompone en agua y oxígeno por encima de los 80 °C; la descomposición se acelera con la

luz y la presencia de iones metálicos. Actúa como un ácido débil y es un oxidante muy fuerte. Se usa como oxidante, agente blanqueante de fibras textiles y pulpa de madera, antiséptico, en síntesis química, en tratamiento de aguas y en la industria cosmética.

peróxidos Compuestos químicos formados por la unión del anión peróxido, O_2^{2-}, con cationes. Los peróxidos se descomponen al calentarlos y actúan como oxidantes enérgicos. Los peróxidos alcalinos son compuestos iónicos, incoloros y diamagnéticos.

peryódico, ácido ⇨ YODO, OXOÁCIDOS DE

petróleo Aceite mineral constituido por hidrocarburos de composición diversa y en proporciones muy variables según el yacimiento de origen. Se clasifica en petróleos de base parafínica, naftalénica, aromática o mixta, según el tipo de hidrocarburos que predominan. Su existencia se debe a la descomposición de restos orgánicos marinos que, por compresiones de movimientos geológicos posteriores, han sufrido las condiciones de presión, temperatura y acciones bacterianas favorables durante este período. Para poder utilizarlo, el crudo de petróleo debe pasar por una serie de tratamientos (fraccionamiento, craqueo y refino), con lo que se obtienen los productos con aplicaciones comerciales. Las principales fracciones del petróleo son el gas natural, la gasolina, el queroseno, el diésel, las parafinas y el asfalto.

Pfund, serie de Conjunto de líneas del espectro del átomo de hidrógeno, correspondiente a la zona del infrarrojo lejano, que relaciona las longitudes de onda de las transiciones electrónicas entre los niveles superiores y el nivel cuántico n = 5.

pH Medida de la acidez de una disolución. Se define como el logaritmo inverso de la concentración molar de iones hidrógeno, $pH = -\log[H^+]$. Se puede calcular el pOH como $pOH = -\log[OH^-]$, tal que $pH + pOH = 14$. La escala varía entre pH=0 (ácido) y pH=14 (básico). En una disolución neutra, las concentraciones de H^+ y OH^- son iguales; en las disoluciones ácidas $[H^+] > [OH^-]$, y en las básicas $[H^+] < [OH^-]$. En los ácidos y las bases fuertes, la concentración de H^+ es igual a la del ácido o la concentración del OH^- igual a la de la base. En cambio, en ácidos y bases débiles, se pueden calcular las respectivas concentraciones si se conoce la constante de ionización ácida o básica.

pila

Ejemplo

Una disolución de hidróxido de sodio NaOH 0,1 M tiene una concentración en $[OH^{-1}] = 10^{-1}$ y en $[H^+] = 10^{-13}$, de donde resulta un pH muy básico.

En un ácido diprótico como el H_2SO_4, de concentración 1 M, el cálculo del pH se ha de hacer sobre los dos hidrógenos: pH = $= -\log[H^+] = -\log(2 \cdot 1) = -0{,}3$, de donde resulta un valor muy ácido.

Ejercicio

Calcula el pH de una disolución en HCN de concentración 0,5 M ($K_a = 4{,}9 \cdot 10^{-10}$).

Al ser un ácido débil, en primer lugar se ha de calcular la concentración de H^+ en la disociación del ácido.

$HCN \leftrightarrows CN^{-1} + H^+$

$0{,}5 - x \qquad x \qquad x$ equilibrio

A partir de la constante:

$$K_a = \frac{[CN^{-1}] \cdot [H^+]}{[HCN]} = \frac{x \cdot x}{0{,}5 - x} \approx \frac{x^2}{0{,}5} = 4{,}9 \cdot 10^{-10}$$

$$x^2 = 0{,}5 \cdot 4{,}9 \cdot 10^{-10}$$

$$x = \sqrt{2{,}45 \cdot 10^{-10}} = 1{,}56 \cdot 10^{-5} = [H^+]$$

y finalmente se calcula el $pH = -\log[H^+] = -\log 1{,}56 \cdot 10^{-5} = 4{,}8$.

Es un ácido débil.

pila Dispositivo que transforma en energía eléctrica la desarrollada en una reacción química.

- **pila botón** Pila cuyo espesor no supera los 4 mm y su diámetro es de 1 cm. Utiliza como oxidantes HgO y Ag_2O, mezclados en polvo de grafito e impregnados de KOH al 50 %. El ánodo está formado por cinc en polvo amalgamado e impregnado de disolución básica de KOH.
- **pila galvánica o electroquímica** Generador de energía eléctrica gracias a una reacción química espontánea de oxidación-reducción. La pila está formada por dos electrodos metálicos sumergidos en disoluciones de sus respectivos iones separadas entre sí por una membrana porosa o por un puente salino. Cuando se conectan ambos electrodos se produce el paso de corriente eléctrica, debido a la diferencia de po-

tencial entre ambos electrodos. En el ánodo se produce la oxidación del metal, el catión resultante se mezcla con la disolución y los electrones salen por el circuito exterior hacia el cátodo, en donde se realiza la reducción. Un ejemplo de pila electroquímica es la pila Daniell.

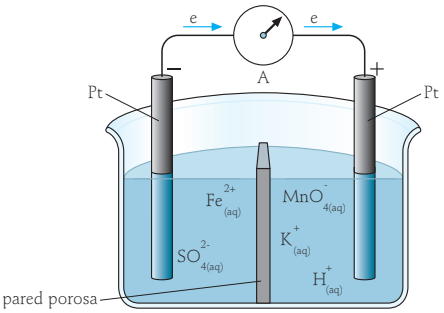
Ejemplo

Una pila galvánica sería la formada por una disolución de sulfato de hierro (II) separada de otra disolución de permanganato de potasio acidulada con ácido sulfúrico a través de una membrana porosa. Los electrodos son inertes, de platino:

(–) ánodo: $Fe^{+2}_{(dis)} \longrightarrow Fe^{+3}_{(dis)} + 1e^{-1}$

(+) cátodo: $MnO^{-1}_4 + 8H^+ + 5e^{-1} \longrightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$

La pila se representa: (–)Pt / $Fe^{+2}_{(dis)}$, $Fe^{+3}_{(dis)}$ // $MnO^{-1}_{4(dis)}$, $Mn^{+2}_{(dis)}$ / / Pt(+) $E^0_{pila} = 0{,}72V$.



FÍJATE BIEN pila galvánica

En una pila, el electrodo donde tiene lugar la oxidación es el ánodo y tiene polaridad negativa; el electrodo donde se produce la reducción es el cátodo y tiene polaridad positiva.

- **pila Leclanché** Pila electroquímica que consta de una carcasa de cinc, que hace de ánodo y contiene como electrólito una disolución de NH_4Cl y $ZnCl_2$, y una barra de grafito inerte en su interior, que hace de cátodo y tiene como oxidante MnO_2.
- **pila seca** Pila electroquímica del tipo Leclanché en la que el electróli-

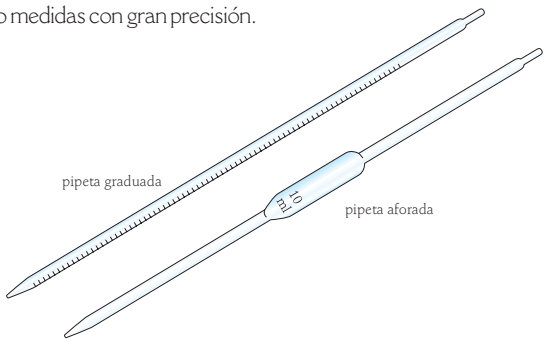
to NH_4Cl y $ZnCl_2$ está inmovilizado por sustancias absorbentes como serrín; el grafito se encuentra en el centro y la parte superior está cerrada con alquitrán. Su fuerza electromotriz es de 1,5 V.

Ejemplo

Las pilas comerciales de 4,5 V son en realidad 3 pilas secas unidas en serie. Las pilas de mercurio son pilas secas de cinc y óxido de mercurio (II), HgO; el recipiente, que es de acero, actúa como cátodo, y el ánodo es una espiral de cinc dispuesta en el centro.

● **pila voltaica** ⇨ PILA GALVÁNICA O ELECTROQUÍMICA

pipeta Tubo de vidrio estrecho utilizado para medir pequeñas cantidades de líquidos y transferirlas a otro recipiente de vidrio. Hay dos clases de pipetas. La pipeta graduada se emplea para cantidades variables y lleva adosada una escala en la que se aprecian los valores mínimo y máximo que puede medir. La pipeta aforada tan sólo puede medir un único valor, que es el que marca el aforo; se utiliza cuando se transfieren cantidades concretas de líquido medidas con gran precisión.



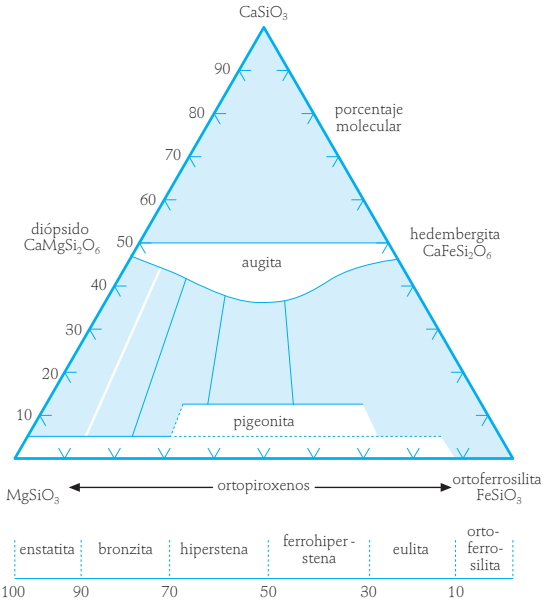
pirimidina Compuesto heterocíclico consistente en un anillo insaturado de seis miembros que contiene dos átomos de nitrógeno en posiciones relativas 1,3. Es un sólido soluble en agua con carácter aromático y propiedades ligeramente básicas. Su importancia recae en el hecho de ser una biomolécula primordial de la que derivan las bases pirimidínicas, constituyentes de los ácidos nucleicos.

pirita Mineral de fórmula FeS_2 perteneciente al grupo de los sulfuros. Se presenta en cristales bien formados, mayoritariamente cúbicos, pe-

ro también en octaedros y pentagonododecaedros (piritoedros). El color es amarillo latón, con tonalidades anaranjadas y rojizas. Cristaliza en el sistema cúbico y tiene una dureza de 6 a 6,5. Se usa como mena del hierro, en la producción de ácido sulfúrico y como pigmento.

pirólisis Descomposición de una sustancia en sustancias más simples debido al calentamiento en una corriente limitada o muy escasa de oxígeno. Es el paso previo a la combustión. Se puede considerar que la pirólisis comienza en torno a los 250 °C y finaliza sobre los 500 °C.

piroxenos Grupo de minerales, muy abundantes en la corteza terrestre, perteneciente a la clase de los silicatos y al subgrupo de los inosilicatos. Su fórmula general es ABZ_2O_6, donde *A* es un elemento mono- o divalente (litio, sodio, magnesio, calcio, hierro); *B*, un elemento di- o trivalente (hierro, cromo, vanadio, aluminio, manganeso, titanio), y *Z*, básicamente silicio, parcialmente sustituido por aluminio. En la práctica, la composición del grupo viene definida por una mezcla de $CaSiO_3$, $MgSiO_3$ y $FeSiO_3$.



Composición de las diferentes series de los piroxenos.

pirúvico

pirúvico, ácido El más simple de los cetoácidos, de fórmula $CH_3COCOOH$. Se trata de un sólido que funde a 13,5 °C y es soluble en agua, alcohol y éter. Es una sustancia de gran interés biológico, ya que es producto intermedio del metabolismo de los glúcidos y de las proteínas, normalmente en forma de piruvato.

Planck, constante de Constante universal, designada por la letra *h*, de valor $6{,}625 \cdot 10^{-34}$ J · s, y que equivale a la energía de un cuanto elemental que tuviera de frecuencia 1 hertz. La cantidad de energía cuántica de una radiación electromagnética se obtiene según la ecuación de Planck: $E = h \cdot v$.

plasma Estado de la materia caracterizado porque todos sus átomos están ionizados, aunque el sistema es eléctricamente neutro. El plasma es un fluido, ya que los electrones y los iones positivos resultantes de la ionización circulan libre y caóticamente, de forma similar a como lo hacen las moléculas de un gas. Como consecuencia de su estructura iónica, el plasma es un buen conductor de la corriente eléctrica y del calor.

> **¿SABÍAS QUE...?** plasma
>
> El plasma se encuentra en las estrellas y en el gas galáctico. Aunque en la Tierra no es habitual encontrarlo, se halla en el gas conductor de los tubos fluorescentes.

plásticos Compuestos orgánicos poliméricos susceptibles de ser conformados por la acción de la presión y el calor. Son características comunes a los plásticos el elevado peso molecular, la sensibilidad al calor, el intervalo relativamente limitado de la temperatura de utilización, la densidad relativamente baja, sus propiedades aislantes y la resistencia a los agentes químicos inorgánicos. Se obtienen a partir de materias minerales (el petróleo, la hulla, el gas natural), vegetales (el algodón, la madera, las plantas oleaginosas), e incluso animales (la leche), o de sus respectivos derivados, productos intermediarios en la síntesis de plásticos. Este material se somete a diversas operaciones, como la extrusión, el laminado o el moldeo, para conseguir una enorme variedad de piezas y objetos.

¿SABÍAS QUE...? plásticos

El primer plástico obtenido industrialmente fue el celuloide en el año 1869. En 1909, Baekeland sintetizó la baquelita. Desde entonces, la historia de los plásticos ha sido un continuo descubrimiento de procesos de polimerización que han permitido obtener nuevos materiales: en 1915 se obtuvo el acetato de celulosa, en 1928 las resinas acrílicas, en 1932 el poliacetato de vinilo y el policloruro de vinilo, en 1940 el polietileno de baja densidad, en 1945 las siliconas, en 1954 el polietileno de alta densidad y en 1956 el polipropileno.

plata Elemento químico de símbolo Ag, perteneciente al grupo 11 de la tabla periódica, de número atómico 47 y masa atómica 107,87. Es un metal blanco plateado, extremadamente dúctil y maleable. Es uno de los metales más blandos, y el mejor conductor térmico y eléctrico. Químicamente es poco reactivo. Reacciona suavemente con el aire. No es atacado por el agua ni los ácidos no oxidantes; en cambio, reacciona con los ácidos oxidantes. Tiene dos isótopos estables, el Ag-107 y el Ag-109. Se conocen 32 radioisótopos. Se utiliza en joyería, en la fabricación de componentes eléctricos y electrónicos, en la preparación de aleaciones, en recubrimientos metálicos, en pilas y baterías, en soldaduras, en la producción de espejos y como catalizador.

- **plata, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan plata en su composición. Destacan los haluros (bromuro, cloruro y yoduro), el nitrato y el óxido. El bromuro de plata (I), AgBr, es un sólido amarillo cristalino, insoluble, que se descompone en sus elementos constituyentes al incidir luz sobre ellos; se usa en la preparación de emulsiones fotográficas. El cloruro de plata (I), AgCl, es un sólido blanco cristalino e insoluble que presenta la misma reacción fotoquímica que el bromuro; se usa en la industria fotográfica, en la preparación de capas de plata para espejos y como ventana de radiación infrarroja. El yoduro de plata (I), AgI, es un sólido amarillo cristalino e insoluble que presenta la misma reacción de descomposición fotoquímica que el bromuro y el cloruro; se usa en la industria fotográfica, en

la producción artificial de lluvia y en la fabricación de pilas y baterías. El nitrato de plata (I), $AgNO_3$, es un sólido cristalino incoloro o blanco, tóxico y corrosivo. Se descompone al calentarlo y actúa como un agente oxidante enérgico; además, se descompone al incidir luz sobre él. Se utiliza como reactivo en análisis químico, como antiséptico, en fotografía y en la preparación de colorantes. El óxido de plata (I), Ag_2O, es un sólido negro-marronoso insoluble que se descompone cuando se calienta y que se comporta como un agente oxidante fuerte; se usa como catalizador, y en la fabricación de pilas y baterías.

platino Elemento químico de símbolo Pt, perteneciente al grupo 10 de la tabla periódica, de número atómico 78 y masa atómica 195,09. Es un metal blanco plateado, blando, dúctil, tenaz y maleable. Tiene un coeficiente de dilatación bajo y puede absorber grandes cantidades de hidrógeno. Químicamente es un elemento bastante inerte. No reacciona con el aire, el agua, los ácidos ni las bases; únicamente es atacado lentamente por el agua regia. Tiene seis isótopos estables o de vida media muy larga, el Pt-190, el Pt-192, el Pt-194, el Pt-195, el Pt-196 y el Pt-198. Se conocen 29 radioisótopos. Se usa en la preparación de aleaciones y fármacos, como catalizador, en joyería, y en la fabricación de termopares, material de laboratorio y electrodos.

- **platino, grupo del** Conjunto de elementos con propiedades físicas y químicas similares a las del platino. Incluye, además del propio platino, el rutenio, el rodio, el paladio, el osmio y el iridio. Se encuentran asociados en la naturaleza, en la que están ampliamente difundidos, si bien en pequeñas cantidades. Son elementos pesados y densos que se caracterizan por su gran inercia química, ya que únicamente son atacados por el agua regia.

plomo Elemento químico de símbolo Pb, perteneciente al grupo 14 de la tabla periódica, de número atómico 82 y masa atómica 207,19. Es un metal gris plateado, muy blando, dúctil y maleable. Es poco tenaz, tiene un punto de fusión bajo y es un mal conductor eléctrico. Químicamente es relativamente inerte. No es atacado por el aire, el agua ni los ácidos no oxidantes; no obstante, se oxida en contacto con aire húmedo. Tiene cuatro isótopos estables o de vida media muy larga, el Pb-204, el Pb-206, el Pb-207 y el Pb-208. Se conocen 33 radioisótopos. Se usa en la fabricación de baterías,

en revestimientos antirradiación, en la producción de vidrios ópticos, en soldadura y en aleaciones.

- **plomo, acumulador de** ⇨ ACUMULADOR DE PLOMO
- **plomo, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan plomo en su estructura. Destacan los óxidos y el sulfato. El óxido de plomo (II) o litargirio, PbO, es un sólido cristalino amarillo-rojizo que se utiliza en la fabricación de vidrios ópticos, en el vulcanizado de caucho y como pigmento. El óxido de plomo (IV), PbO_2, es un sólido marrón insoluble que se descompone al calentarlo; se usa en la fabricación de acumuladores de plomo. El óxido de diplomo (II) plomo (IV), también conocido como *rojo de plomo*, Pb_3O_4, es un sólido rojizo insoluble y reactivo que se utiliza en la fabricación de pinturas anticorrosión. El sulfato de plomo (II), $PbSO_4$, es un sólido cristalino blanco que se utiliza en la fabricación de pilas y baterías.

plutonio Elemento químico de símbolo Pu, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 94. Es un elemento radiactivo que prácticamente no se encuentra en la naturaleza. Es un metal blanco plateado bastante reactivo. Es atacado por el oxígeno; también reacciona con el agua y con los ácidos no oxidantes; en cambio, se pasiva con los ácidos oxidantes. En disolución acuosa forma algunas especies oxigenadas raras, como el PuO^+. Se conocen 20 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Pu-244, con una vida media de 80 millones de años. Se usa en la fabricación de armas nucleares, y como combustible de centrales de fisión y cohetes.

polar, compuesto Compuesto químico, como el agua, el dióxido de azufre y el amoníaco, cuyas moléculas poseen un momento dipolar considerable.

⇨ POLAR, MOLÉCULA

polar, disolvente ⇨ DISOLVENTE POLAR

polar, molécula Molécula que presenta un momento dipolar.

polarímetro Instrumento que mide el ángulo que se ha desviado la luz de su trayectoria original al pasar a través de una sustancia ópticamente activa. Consiste en un tubo que contiene la muestra activa, dos prismas de Nicol, un polarizador, un analizador rotatorio y un ocular que permite la observación. Se utiliza una fuente monocromática, generalmente de sodio.

polarización atómica

polarización atómica Fenómeno por el que un catión y un anión que se encuentran próximos interactúan electrostáticamente de manera que se produce una deformación mutua. Cuanto más pequeño es el catión y cuanto mayor es su carga, su capacidad de deformar la nube electrónica del anión es mayor, y viceversa. La deformación consiste en una leve separación de la nube electrónica que rodea al anión y una aproximación al catión; de este modo, el momento dipolar disminuye. Aunque la polarización atómica es de pequeña magnitud, afecta a las propiedades de las sustancias, sobre todo a la solubilidad y a las temperaturas de fusión y ebullición.

poliamida Polímero de amidas. Se usan como fibras textiles sintéticas formadas por largas moléculas de polímero que poseen una gran variedad de estructuras, especialmente el nailon. La poliamida se hila en estado de fusión y se estira en frío. Es resistente, posee propiedades elásticas y puede ser estirada en fibras muy finas.

poliatómica, molécula Molécula formada por más de tres átomos. Generalmente se usa este concepto para moléculas que tienen muchos átomos. Existen moléculas formadas por cientos, miles e incluso millones de ellos.

> ***Ejemplo***
>
> El ácido nítrico, HNO_3, es una molécula poliatómica formada por 1 átomo de hidrógeno, 1 de nitrógeno y 3 de oxígeno.

policloruro de vinilo (PVC) Polímero termoplástico obtenido por polimerización del cloroeteno. Se utiliza en la fabricación de puertas y ventanas, para impermeables, envases, tuberías, cubos, recubrimientos eléctricos, etc. Sin embargo, su uso está siendo cuestionado en estos últimos años debido a que este material no es biodegradable y a que en su incineración pueden obtenerse dioxinas, productos de elevada toxicidad.

poliéster Fibra textil sintética formada por largas moléculas de polímero que ofrecen diversas estructuras en función de los monómeros que intervienen en la polimerización. El más utilizado es el teryleno o dracón. Se forma una fibra resistente y relativamente rígida, ya que las

cadenas poliméricas están muy compactadas. Sus características globales han hecho que los poliésteres sean las fibras poliméricas sintéticas más comunes. Al mezclar poliésteres con algodón se obtiene un tejido de gran durabilidad y excelente facilidad de cuidado.

polietileno Polímero del etileno. Hay dos tipos: el de baja densidad y el de alta densidad. El primero posee estructura ramificada y poco cristalina; su masa molecular media se acerca a las 25 000 u y debido a su elasticidad, tenacidad y gran resistencia al impacto se utiliza para fabricar bolsas de plástico y como material de empaquetado. El polietileno de alta densidad posee una estructura más lineal, lo que le confiere un carácter más cristalino y un punto de fusión más elevado; esta última propiedad permite su esterilización térmica, lo que favorece un empleo más variado.

polimerización Reacción en la que a partir de unidades moleculares pequeñas (monómeros) se obtienen macromoléculas, los polímeros. Las reacciones se dan principalmente a través de dos mecanismos: polimerización en cadena o de adición y polimerización por etapas o de condensación. Las primeras se inician normalmente a través de radicales libres, lo que permite la adición de una molécula de monómero que, a su vez, genera otro radical libre reactivo para el próximo paso; así pues, es como una reacción en cadena. En las reacciones de condensación, los monómeros tienen un grupo químico reactivo en cada extremo de la molécula, y la unión entre los monómeros requiere la eliminación de una molécula pequeña, normalmente agua. Cada reacción es independiente de la anterior.

polímero Molécula compleja, de cadena larga, formada por muchas unidades denominadas *monómeros*. Las características de los polímeros se relacionan con la naturaleza de las unidades de monómero, así como con su estructura interna. Además, estas características pueden modificarse añadiendo pequeñas cantidades de aditivos químicos. Presentan una notable plasticidad, elasticidad y resistencia mecánica, junto con una alta resistividad eléctrica y una falta de reactividad ante ácidos y bases. Hay diversos criterios de clasificación de los polímeros. Según su composición, los polímeros pueden ser:

– Homopolímeros: todas las unidades del polímero son idénticas.

$$nM \longrightarrow (-M-M-M-M-)_n$$

polímero

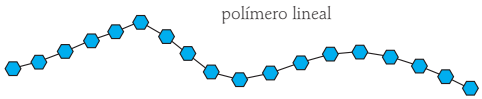
– Copolímeros: en su formación interviene más de una clase de polímero.

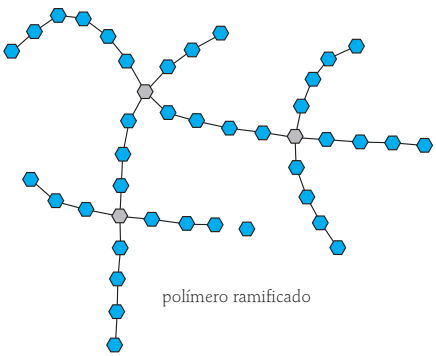
$$nM + mC \longrightarrow -M-C-C-M-C-C-$$

Según su estructura, los polímeros pueden ser:

– Lineales: cada monómero forma un enlace en cada uno de sus extremos.

– Ramificados: algún monómero tiene la posibilidad de unirse por tres o más puntos a otros monómeros.





Según su comportamiento ante el calor, los polímeros pueden ser:

– Termoplásticos: aquellos que, tras reblandecerse o fundirse por efecto del calor, pueden moldearse de nuevo, ya que recuperan sus propiedades originales al volverse a enfriar.

– Termoestables: no pueden moldearse de nuevo por la acción del calor, ya que la posterior solidificación tras el recalentamiento inicial provoca sólidos más rígidos que los provenientes de su estructura original.

A continuación se señalan algunos monómeros, sus homopolímeros y su uso más frecuente.

Monómero	Homopolímero	Utilización más frecuente
$CH_2 = CH_2$ etileno	$\ldots - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - \ldots$ polietileno	Tuberías, persianas, bolsas, botellas, aislante eléctrico.
$CH_2 = CH - CH_3$ propileno	$\ldots - CH_2 - CH(CH_3) - CH_2 - CH(CH_3) - \ldots$ polipropileno	Alfombras, juguetes, películas de empaquetado.
$CH_2 = CH_2Cl$ cloroeteno o cloruro de vinilo	$\ldots - CH_2 - CH(Cl) - CH_2 - CH(Cl) - \ldots$ policloruro de vinilo (PVC)	Tuberías, puertas, envases, cubos.
$F_2C - CF_2$ tetrafluoroeteno	$\ldots - CF_2 - CF_2 - CF_2 - CF_2 - \ldots$ politetrafluoroeteno (teflón)	Aislante eléctrico, utensilios de cocina, engranajes.
$CH_2 = CH - C \equiv N$ acrilonitrilo	$\ldots - CH_2 - CH(CN) - CH_2 - CH(CN) - \ldots$ poliacrilonitrilo	Alfombras, tejidos.
$CH_2 = CH - CH = CH_2$ butadieno	$\ldots - CH_2 - CH = CH - CH_2 - \ldots$ polibutadieno	Resinas, llantas, suelas de goma.
$CH_2 = C(CH_3) - C(=O) - O - CH_3$ metilmetacrilato	$\ldots - CH_2 - C(CH_3)(COOCH_3) - CH_2 - C(CH_3)(COOCH_3) - \ldots$ polimetilmetacrilato (plexiglás)	Equipos ópticos, bolsas de envases, muebles y accesorios.
$CH_2 = C(C_6H_5)$ fenileteno (estireno)	$\ldots - CH_2 - CH(C_6H_5) - CH_2 - CH(C_6H_5) - \ldots$ poliestireno	Aislante térmico, juguetes, recipientes.

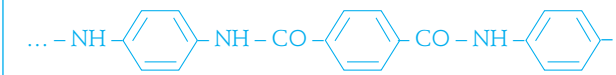
polipéptido

Ejercicio

Dadas las siguientes estructuras, identifica los monómeros que las forman:

… – O – CH_2 – CH_2 – O – CH_2 – CH_2 – O – …

Es un homopolímero, el polietilenglicol, que se obtiene por condensación del etilenglicol.



Es un copolímero formado a partir del 1,4-diaminobenceno y el ácido 1,4-bencenodioico.

¿SABÍAS QUE…? polímero

El celuloide de las primeras películas cinematográficas era un polímero que se obtenía de derivados nitrados de la celulosa. Es muy inflamable, por lo que en aquella época fueron frecuentes los incendios en las salas de proyección.

polipéptido Péptido con un gran número de unidades de aminoácidos.

polisacárido Polímero formado por cadenas muy largas de monosacáridos. Se dividen en homopolisacáridos y heteropolisacáridos, según estén formados por un solo tipo de monosacáridos (como el almidón) o por diferentes tipos (como el ácido hialurónico). Tienen dos funciones principales. Los polisacáridos de reserva, como el almidón, hacen la función de almacén de combustible; los polisacáridos de sostén, como la celulosa, son elementos estructurales extracelulares.

polonio Elemento químico de símbolo Po, perteneciente al grupo 16 de la tabla periódica, de número atómico 84. Es un elemento radiactivo que prácticamente no se encuentra en la naturaleza. Es un metal

gris plateado, blando, similar al telurio. Químicamente es moderadamente reactivo. Reacciona suavemente con el aire. Es estable en contacto con el agua, pero es atacado por los ácidos. Se conocen 29 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Po-208, con una vida media de 2 898 años. Se usa como fuente de partículas alfa y de neutrones.

polución ⇨ CONTAMINACIÓN

positrón Antipartícula del electrón, de igual masa y carga positiva. Si choca con un electrón, ambas partículas se destruyen. Se origina al desintegrarse un átomo radiactivo. Fue descubierto en 1932 por Anderson.

potasa ⇨ POTASIO, COMPUESTOS DE

potasio Elemento químico de símbolo K, perteneciente al grupo 1 de la tabla periódica, de número atómico 19 y masa atómica 39,102. Es uno de los elementos más abundantes de la corteza terrestre; se presenta como un metal blanco plateado, ligero, muy blando y maleable. Químicamente es un elemento muy reactivo. Reacciona vigorosamente con el aire. También reacciona con los ácidos y las bases; la reacción con el agua es violenta y puede llegar a inflamar al metal. Tiene tres isótopos estables o de vida media muy larga, el K-39, el K-40 y el K-41. Se conocen 21 radioisótopos. El potasio y sus compuestos se utilizan prácticamente en todos los medios industriales. Se usa como refrigerante de plantas nucleares, y en la producción de fertilizantes, vidrio, cerámicas, fármacos, explosivos, detergentes y aleaciones.

- **potasio, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan potasio en su estructura. Destacan el clorato, el carbonato, el cianuro, el hidróxido, el permanganato y el yoduro. El clorato de potasio, $KClO_3$, es un sólido cristalino blanco, de sabor salado, que se descompone al calentarlo; se utiliza como agente oxidante enérgico, en la fabricación de explosivos y en el tratamiento de la pasta de papel. El carbonato de potasio o potasa, K_2CO_3, es un sólido blanco que se descompone al calentarlo y se utiliza en la fabricación de vidrios, cerámicas, explosivos, fertilizantes y detergentes, y en la síntesis de sales inorgánicas. El cianuro de potasio, KCN, es un sólido blanco delicuescente, extremadamente tóxico, que se utiliza en la limpieza de metales en metalurgia, en la extracción de metales nobles en minería, en la producción de fibras sintéticas, fumigantes e insecticidas, y en la síntе-

potencial de electrodo

sis orgánica. El hidróxido de potasio o potasa cáustica, KOH, es un sólido blanco delicuescente, de carácter corrosivo, que reacciona violentamente con los ácidos; se usa en la síntesis de productos químicos, fertilizantes y en pilas y baterías. El permanganato de potasio, $KMnO_4$, es un sólido cristalino violeta que se descompone al calentarlo y produce vapores tóxicos; actúa como un agente oxidante fuerte y se utiliza en la purificación de aguas y como agente blanqueante. El yoduro de potasio, KI, es un sólido incoloro que se usa en fotografía, en análisis químico, como aditivo alimentario y en la producción de fármacos y fibras sintéticas.

potencial de electrodo Diferencia de potencial existente entre el electrodo y la disolución de sus iones en el momento de equilibrio. Se ha establecido que los potenciales sean de reducción y en condiciones estándares (1 atm de presión, 25 °C, concentraciones de las disoluciones 1 M). Se da valor 0 al potencial electródico normal o estándar de reducción del H^+: $E^0_{2H^+/H_2}$. Si se ponen en contacto dos semipilas, una de hidrógeno y otra de la sustancia de la que se quiere calcular el potencial, se tiene que $E^0_{oxidante} - E^0_{reductor} = \Delta E$; el resultado medido será el buscado. Si el resultado es positivo, la sustancia habrá actuado como oxidante y el hidrógeno como reductor, y al contrario. Conocidos los potenciales de electrodo, se puede calcular la f.e.m. de la pila.

$E^0 = DV(ddp) = E^0_{oxidante} - E^0_{reductor}$

Ejemplo

Si el potencial del Zn^{+2}/Zn es –076 V, quiere decir que la reducción del Zn^{+2} delante de una solución 1 M en H^+ no es espontánea, más bien lo será la oxidación; en este caso el Zn se oxida y el catión H^+ se reduce: $Zn_{(s)} + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_{4(dis)} + H_{2(g)}$.

Semirreacciones de reducción	Potencial electródico a 25 °C y 1M
$F_2 + 2e^{-1} \longleftrightarrow 2F^{-1}$	+2,87 V
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^{-1} \longleftrightarrow 2H_2O$	+1,78 V
$MnO^{-1}_4 + 8H^+ + 5e^{-1} \longleftrightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$	+1,51 V
$Cl_2 + 2e^{-1} \longleftrightarrow 2Cl^{-1}$	+1,36 V

Semirreacciones de reducción	Potencial electródico a 25 °C y 1M
$NO_3^{-1} + 4H^+ + 3e^{-1} \leftrightarrow NO + 2H_2O$	+0,96 V
$Ag^+ + 1e^{-1} \leftrightarrow Ag$	+0,80 V
$Cu^{+2} + 2e^{-1} \leftrightarrow Cu$	+0,34 V
$2H^{+1} + 2e^{-1} \leftrightarrow H_2$	+0,00 V
$Fe^{+2} + 2e^{-1} \leftrightarrow Fe$	–0,44 V
$K^{+1} + 1e^{-1} \leftrightarrow K$	–2,92 V
$Cs^{+1} + 1e^{-1} \leftrightarrow Cs$	–3,02 V

FÍJATE BIEN potencial de electrodo

Cuanto más positivo sea el potencial electródico, más fuerte será el oxidante; cuanto más negativo, más fuerte será el reductor conjugado. Entre dos pares redox, el que tenga mayor potencial actuará de oxidante.

potencial de ionización ⇨ ENERGÍA DE IONIZACIÓN

praseodimio Elemento químico de símbolo Pr, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 59 y masa atómica 140,9. Es un metal amarillo pálido, blando, dúctil, maleable y fuertemente paramagnético. Químicamente es un elemento bastante reactivo. Reacciona de forma vigorosa con el aire húmedo. Es atacado suavemente por el agua y los ácidos no oxidantes. Tiene un isótopo estable, el Pr-141, y se conocen 38 radioisótopos. Se utiliza en la fabricación de aleaciones, como colorante para vidrios y cerámicas, y en la preparación de vidrios filtrantres.

precipitación Reacción química consistente en la formación de un sólido dentro de una disolución. Puede producirse por evaporación parcial del disolvente de forma que la disolución resultante supere la saturación, por adición de una sal que contenga un ion común con la sustancia disuelta, o mediante la reacción química entre disoluciones solubles pero que contienen iones que dan lugar a sustancias insolubles.

precipitado

Ejemplo

La reacción entre una disolución de sal común y otra de nitrato de plata conduce a la formación de un precipitado blanco de cloruro de plata; se han intercambiado los iones:

$NaCl_{(dis)} + AgNO_{3(dis)} \rightarrow AgCl_{(s)} \downarrow$ (blanco) $+ NaNO_{3(dis)}$

Ejercicio

Si se sabe que el producto de solubilidad del hidróxido de hierro (III) es de $3 \cdot 10^{-39}$, indica si precipitará $Fe(OH)_3$ a partir de una disolución reguladora de pH = 4 que contiene 10^{-2} moles/l de iones Fe^{+3}.

La reacción de precipitación es:
$Fe^{+3}_{(dis)} + 3OH^{-1}_{(dis)} \leftrightarrow Fe(OH)_{3(S)} \downarrow$
y se producirá este precipitado si: $[Fe^{+3}_{(dis)}] \cdot [OH^{-1}_{(dis)}]^3 > K_s$. Se procederá a calcular la concentración del OH^-. Si el pH = 4, esto quiere decir que pOH = 10 y $[OH^-] = 10^{-10}$ mol/l; como la del Fe^{+3} es 10^{-2} moles/l, si se multiplica: $10^{-2} \cdot (10^{-10})^3 = 10^{-32}$ y $10^{-32} > 10^{-39}$. Como este número es mayor que el K_s, precipitará hidróxido de hierro (III).

precipitado Sustancia formada cuando un sólido se deposita en el fondo de un recipiente debido a que ha tenido lugar una reacción química o que se ha superado la saturación de la disolución.

➪ PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

presión atmosférica Presión ejercida por la mezcla de gases que forman la atmósfera. Su valor es muy grande, pero como actúa en todas las direcciones se equilibra. Se mide en atmósferas. 1 atm = 760 mm de Hg = $1{,}013 \cdot 10^5$ Pa=1 013 mb. La presión atmosférica disminuye con la altura: a nivel del mar es de 10^5 Pa y a 8 000 metros (la altura del Everest) es de $3{,}5 \cdot 10^4$ Pa.

¿SABÍAS QUE...? presión atmosférica

La presión atmosférica a nivel del mar equivale a la fuerza que ejercerían 10 automóviles colocados uno encima del otro sobre una superficie de 1 m^2.

presión de vapor Presión en la que un líquido y su vapor pueden coexistir en equilibrio, es decir, la velocidad de evaporación es igual a la de condensación. La presión de vapor aumenta con la temperatura y es independiente de la masa del líquido. En el momento en que la presión de vapor coincida con la presión atmosférica, se habrá alcanzado el punto de ebullición, es decir, todas las partículas del líquido pasarán a vapor. En una disolución, la presión de vapor del disolvente disminuye proporcionalmente a la fracción molar de soluto.

➪ RAOULT, LEY DE

Ejemplo

La presión de vapor existe a cualquier temperatura, como muestra la siguiente tabla.

Temperatura (t °C)	Presión de vapor del agua (mm Hg)
–10	1,95
0	4,58
10	9,21
25	23,76
50	92,5
75	289,1
100	760,0
125	1 740,9

FÍJATE BIEN presión de vapor

Un líquido hierve cuando su presión de vapor es igual a la presión atmosférica.

presión osmótica

presión osmótica ⇨ OSMÓTICA, PRESIÓN

presión parcial Presión ejercida por un gas en una mezcla de gases ideales. Equivale a la que haría este gas si en solitario y a la misma temperatura ocupara el mismo volumen que ocupa la mezcla.

> **FÍJATE BIEN** presión parcial
>
> La presión parcial de un gas es directamente proporcional a su fracción molar, x_i.

- **presiones parciales, ley de Dalton de las** Ley que indica que la presión total de una mezcla de gases ideales es igual a la suma de las presiones parciales de cada gas: $P_T = P_A + P_B + P_C + \ldots = \sum_{i=1}^{n} P_i$. Cada gas se comporta en la mezcla como un gas ideal ocupando el mismo volumen y con la misma temperatura; por tanto: $P_i = x_i \cdot P_T$, donde x_i es la fracción molar del gas. Se deduce que la presión parcial depende sólo de la fracción molar del gas presente en la mezcla.

> ***Ejercicio***
>
> Un recipiente de 100 l en condiciones normales (P = 1 atm y 273 K de temperatura) contiene una mezcla de nitrógeno y helio. La densidad de esta mezcla es de $5 \cdot 10^{-2}$ g · cm^{-3}. Calcula las presiones parciales de cada gas.
>
> Se pueden calcular los moles totales aplicando la ecuación de los gases, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$: $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1\ atm \cdot 100\ l}{0{,}082\ atm \cdot l \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 273\ K} =$
>
> $= 4{,}467$ moles totales y $n_T = n_{H_2} + n_{He} = 4{,}467$; esto da una ecuación con dos incógnitas.
>
> Con la densidad se puede averiguar la masa total:
>
> $m = d \cdot V = 5 \cdot 10^{-2}\ g \cdot cm^{-3} \cdot 1000\ cm^3 = 50\ g$ y
>
> $m_T = m_{N_2} + m_{He} = n_{N_2} \cdot M_{rN_2} + n_{He} \cdot A_{rHe} =$
>
> $= n_{N_2} \cdot 28 + n_{He} \cdot 4 = 50$; esto da una ecuación con dos incógnitas.
>
> A continuación se ha de resolver el sistema de dos ecuaciones: →

$n_T = n_{N_2} + n_{He} = 4{,}467$
$n_{N_2} \cdot 28 + n_{He} \cdot 4 = 50,$
despejando n_{N_2} en la primera y sustituyendo en la segunda:
$(4{,}467 - n_{He}) \cdot 28 + n_{He} \cdot 4 = 50$
$4{,}467 \cdot 28 - 28 \cdot n_{He} + 4 \cdot n_{He} - 50 = 0$
$75{,}076 - 25 \cdot n_{He} = 0$

$$n_{He} = \frac{75{,}076}{25} = 3 \text{ moles He}$$

$n_{N_2} = 4{,}467 - 3 = 1{,}467$ moles N_2
Conocidos los moles parciales, se calcularán las presiones parciales:

$$P_{N_2} = x_{N_2} \cdot P_T = \frac{n_{N_2}}{n_T} \cdot P_T = \frac{1{,}467}{4{,}467} \cdot 1 \text{ atm} = 0{,}328 \text{ atm y}$$

$$P_{He} = \frac{n_{He}}{n_T} \cdot P_T = \frac{3}{4{,}467} \cdot 1 \text{ atm} = 0{,}67 \text{ atm.}$$

La suma de ambas presiones debe dar el total:
$0{,}328 + 0{,}67 = 0{,}995 \approx 1$ atm.

producto de solubilidad Producto de las concentraciones de las sustancias iónicas disueltas que se forman de un compuesto poco soluble en una disolución saturada. Se establece un equilibrio entre la parte sólida y la de los iones disueltos: $A_mB_{n(s)} \leftrightarrows m \cdot A^{-n}_{(dis)} + n \cdot B^{+m}_{(dis)}$. La cantidad de iones disueltos corresponde a la disolución saturada. El equilibrio se puede desplazar, atendiendo a la ley de Le Chatelier, si se aumentan los iones presentes debido a un aumento de la sustancia o por efecto del ion común, o si se extraen los iones presentes mediante la formación de iones complejos o la eliminación de los OH^- en los hidróxidos gracias a un ácido.

Ejemplo

El AgCl da lugar a pequeñas concentraciones de Ag^+ y Cl^- en una disolución saturada, tal que: $K_s = [Ag^+] \cdot [Cl^{-1}] = 1{,}67 \cdot 10^{-10}$. Esto →

producto iónico del agua

quiere decir que si el producto de las concentraciones reales de estos iones supera esta K_s, la reacción de equilibrio se desplaza de los iones hasta la forma no iónica, precipita el sólido y en disolución quedará justamente la cantidad de iones que dé igual a esta K_s.

Ejercicio

Calcula el producto de solubilidad del cloruro de plata sabiendo que 0,25 mg de AgCl saturan 135 ml de disolución.

$$0{,}25 \text{ mg} \cdot \frac{1 \text{ g AgCl}}{10^3 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{143{,}2 \text{ g}} = 1{,}745 \cdot 10^{-6} \text{ moles AgCl}$$

$$\frac{1{,}745 \cdot 10^{-6} \text{ moles}}{0{,}135 \text{ l}} = 1{,}29 \cdot 10^{-5} \text{ moles/l de AgCl}$$

Como es una sal totalmente ionizada habrá $1{,}29 \cdot 10^{-5}$ moles/l de ion Ag^+ y $1{,}29 \cdot 10^{-5}$ moles/l de ion Cl^-.

La reacción de equilibrio es: $AgCl_{(s)} \leftrightarrows Ag^+_{(dis)} + Cl^{-1}_{(dis)}$

y el producto de solubilidad: $K_s = [Ag^+] \cdot [Cl^{-1}] = 1{,}29 \cdot 10^{-5} \cdot \cdot 1{,}29 \cdot 10^{-5} = 1{,}67 \cdot 10^{-10}$.

Si el K_s del hidróxido de cadmio $Cd(OH)_2$ es $5{,}3 \cdot 10^{-15}$, calcula su solubilidad.

La reacción de equilibrio es:

$$Cd(OH)_{2(s)} \leftrightarrows Cd^{+2}_{(dis)} + 2OH^{-1}_{(dis)}$$

$$c - x \qquad x \qquad 2 \cdot x$$

$$K_S = [Cd^{+2}] \cdot [OH^{-1}]^2 = x \cdot (2 \cdot x)^2 = 5{,}3 \cdot 10^{-15}$$

$$4 \cdot x^3 = 5{,}3 \cdot 10^{-15}$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{5{,}3 \cdot 10^{-15}}{4}} = 1{,}09 \cdot 10^{-5} \text{ moles/l} = [Cd^{+2}] = [Cd(OH)_{2(dis)}]$$

$$1{,}09 \cdot 10^{-5} \text{ moles/l disueltos} \cdot \frac{146{,}4 \text{ g } Cd(OH)_2}{1 \text{ mol}} =$$

$$= 1{,}61 \cdot 10^{-3} \text{ g/l}$$

FÍJATE BIEN producto de solubilidad

Cuanto más pequeña sea la K_s, más insoluble será el compuesto iónico, ya que permitirá menor cantidad de iones disueltos.

producto iónico del agua Producto de las concentraciones de los iones hidrógeno H^+ e hidróxido OH^- procedentes de la autoionización del agua. En las disoluciones acuosas a 25 °C siempre es igual a 10^{-14}; se simboliza por K_w y es $K_w = [H^+] \cdot [OH^{-1}] = 10^{-14}$.

promecio Elemento químico de símbolo Pm, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 61. Es un elemento radiactivo que prácticamente no se encuentra en la naturaleza. Es un metal blando cuyas propiedades físicas no son bien conocidas; presenta luminiscencia en la oscuridad debido a la emisión de partículas radiactivas. Químicamente es un elemento bastante reactivo. Reacciona con el aire. También se combina con el agua y los ácidos no oxidantes. Tiene 36 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Pm-145, con una vida media de 17,7 años. Se usa en la preparación de pinturas fosforescentes, en aparatos portátiles de rayos X, en pilas atómicas y como fuente de energía para satélites.

propano Hidrocarburo gaseoso saturado, presente en el gas natural, obtenido de la fracción del punto de ebullición más bajo en el refino del petróleo y también del gas natural, de fórmula $CH_3 - CH_2 - CH_3$. Es soluble en alcohol y éter, y ligeramente soluble en agua. Se utiliza en síntesis orgánica, como combustible doméstico e industrial, y como disolvente y agente propulsor.

propanoico, ácido Ácido monocarboxílico saturado de fórmula $CH_3 - CH_2 - COOH$. Es un líquido incoloro de olor penetrante, soluble en agua, alcohol, cloroformo y éter. Se obtiene industrialmente por oxidación del propanol y se emplea en la preparación de propanatos y plásticos de celulosa. El ácido propanoico y sus sales se utilizan como aditivos alimentarios conservadores, sobre todo como inhibidores del moho del pan.

propanona ⇨ ACETONA

proporciones definidas

proporciones definidas, ley de las Ley experimental establecida por Proust en 1801 que dice que cuando dos o más elementos se combinan entre sí para dar un compuesto siempre lo hacen en la misma proporción en masa invariable, independientemente de las condiciones en que se realice la reacción. Mediante esta ley se establecieron las fórmulas de los compuestos.

Ejemplo

Se puede obtener óxido de cobre (II) mediante tres procedimientos:

- calentando cobre en una corriente de oxígeno;
- atacando el cobre con una disolución de ácido nítrico concentrado y cristalizando y calcinando después el nitrato de cobre (II);
- por acción del cloro sobre el cobre, disolución del cloruro, precipitación en forma de carbonato y calcinación del mismo.

En los tres casos siempre se obtendrá un 79,9 % de cobre y un 20,1 % de oxígeno, lo que demuestra que la ley es independiente del proceso seguido.

proporciones equivalentes o recíprocas, ley de las Ley formulada por Richter en 1803 que dice que las masas de elementos diferentes que se combinan con una cantidad fija de un elemento dado son las masas relativas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí, o bien múltiplos o submúltiplos de estas masas. La cantidad mínima de cada elemento utilizada en la formación de los compuestos recibe el nombre de *masa equivalente*.

Ejemplo

El agua, el dióxido de carbono y el dióxido de azufre contienen oxígeno. Se observa que, en estos compuestos, 8 g de oxígeno se combinan con 1 g de hidrógeno, 3 g de carbono y 8 g de azufre. Cuando estos elementos, C y H, se combinan entre sí para dar metano, CH_4, la proporción es 3 de C a 1 de H.

proporciones múltiples, ley de las ⇨ DALTON, LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES DE

protactinio Elemento químico de símbolo Pa, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 91. Es un elemento radiactivo que prácticamente no se encuentra en la corteza terrestre. Se presenta como un metal brillante con propiedades superconductoras por debajo de 1,4 K. Químicamente es bastante reactivo. Reacciona con el aire, con el agua en caliente y con los ácidos; en cambio, es estable en contacto con las bases. Se conocen 28 radioisótopos, de los cuales el más estable es el Pa-231, con una vida media de 32 760 años.

proteína Polímero natural formado por la unión de aminoácidos mediante enlaces peptídicos. Su configuración espacial o estructura tridimensional viene determinada por cuatro niveles de complejidad:

- Estructura primaria: secuencia lineal de los aminoácidos que constituyen la proteína.
- Estructura secundaria: ordenación regular y periódica en el espacio de las cadenas polipeptídicas. Hay dos posibilidades: el modelo en hélice y el modelo laminar.
- Estructura terciaria: plegamientos de las hélices o láminas para adquirir una forma concreta que va a determinar su específica capacidad biológica.
- Estructura cuaternaria: agregación de diversas cadenas peptídicas para dar una proteína compleja.

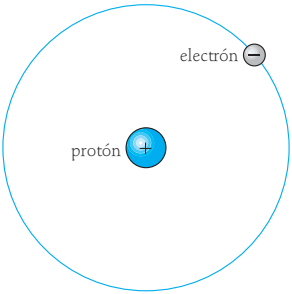
Las proteínas desempeñan papeles cruciales en prácticamente todos los procesos biológicos: catálisis enzimática, transporte y almacenamiento, movimiento coordinado, soporte mecánico, protección inmune, y generación y transmisión de los impulsos nerviosos.

¿SABÍAS QUE...? proteína

Cualquier cambio, por pequeño que sea, en la estructura de una proteína puede tener consecuencias graves. La hemoglobina contiene cuatro cadenas polipeptídicas, cada una con 146 unidades de aminoácidos. La sustitución de valina por ácido glutámico en una posición en dos de estas →

cadenas da lugar a una enfermedad de la sangre, a veces mortal, conocida como *anemia de las células falciformes*.

protio Isótopo del hidrógeno formado por un protón en el núcleo y un electrón en la corteza. Se simboliza por H_1^1 y su abundancia en el elemento hidrógeno es del 99,9 %.



protón Partícula elemental con carga positiva de $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C y masa $1{,}67 \cdot 10^{-24}$ g. Se encuentra en todos los núcleos atómicos.

puente salino ⇨ SALINO, PUENTE

punto crítico Condiciones de presión y temperatura a partir de las cuales un gas no podrá licuarse. El punto crítico del agua es de 374 °C a 218 atm.

⇨ FASES, DIAGRAMA DE

punto de congelación ⇨ FUSIÓN, PUNTO DE

punto de ebullición ⇨ EBULLICIÓN, PUNTO DE

punto de equivalencia Punto de una valoración en el que la reacción se ha completado.

punto isoeléctrico Valor del pH en el que la carga resultante de un coloide es cero.

punto triple Coordenada del diagrama de fases de una sustancia que muestra valores de presión y temperatura en la que coexisten en equilibrio los tres estados de la materia. El punto triple del agua es de 0,0098 °C a una presión de 4,58 mm.

PVC ⇨ POLICLORURO DE VINILO

Q

química Ciencia que estudia la composición, la estructura y las propiedades de la materia, así como los cambios que se producen en ella.

- **química física** Rama de la química que estudia las propiedades químicas de las sustancias desde el punto de vista físico. A nivel macroscópico lo hace mediante la cinética química y la termodinámica, mientras que a nivel atómico lo hace mediante la mecánica cuántica.
- **química inorgánica** Rama de la química que estudia los elementos y los compuestos inorgánicos presentes en las rocas y los minerales, sus propiedades y las reacciones que producen.

Ejemplo

Los carbonatos, componentes básicos de la corteza terrestre, son compuestos inorgánicos: carbonato de calcio, $CaCO_3$; carbonato de cobre (II), $CuCO_3$, etc.

- **química orgánica** Rama de la química que estudia los compuestos derivados del carbono; se han de exceptuar los carbonatos, que son compuestos inorgánicos. Los compuestos contienen básicamente carbono e hidrógeno, así como funciones orgánicas con elementos como el oxígeno, el nitrógeno, etc.

Ejemplo

Son compuestos orgánicos el benceno, C_6H_6; el alcohol etílico, $CH_3 - CH_2 - OH$; el butano, C_4H_{10}, etc.

Rr

radiación Emisión y propagación de la energía que se transmite por el espacio sin necesidad de transporte material. Una radiación se propaga en forma de ondas definidas por la frecuencia, la longitud de onda, la intensidad y la energía.

- **radiación cósmica** Tipo de radiación corpuscular formada por partículas cargadas positivamente (protones, radiación alfa, etc.) que inciden en la atmósfera terrestre a grandes velocidades.
- **radiación electromagnética** Emisión y propagación de la energía sin soporte material en forma de ondas transversales, mediante un campo eléctrico y otro magnético perpendiculares entre sí y a la dirección de propagación. La velocidad de propagación en el vacío es la misma para todas las radiaciones. Por orden creciente de longitudes de onda, el espectro de las radiaciones electromagnéticas está compuesto por: radiación gamma, rayos X, radiación ultravioleta, luz visible, radiación infrarroja, microondas, y ondas de radio y TV.

¿SABÍAS QUE...? radiación electromagnética

La luz solar comprende todo el espectro de las radiaciones electromagnéticas, pero a la superficie de la Tierra sólo llegan desde las ondas de radio hasta parte de la radiación ultravioleta. Si llegaran los rayos X y gamma, la vida en nuestro planeta no sería posible.

- **radiación gamma** Radiación electromagnética de frecuencia elevada y alto contenido energético. Su longitud de onda oscila entre 10^{-12} y 10^{-15} m y su frecuencia entre 10^{20} y 10^{23} Hertz. Tiene un poder de pe-

radiación

netración muy alto y un poder de ionización pequeño. Las radiaciones gamma se utilizan en metalurgia para obtener radiografías de metales y descubrir defectos, como grietas en las piezas metálicas, etc.

¿SABÍAS QUE...? radiación gamma

Las radiaciones gamma pueden tener efectos nocivos sobre los seres humanos si éstos las llegan a absorber, ya que pueden provocar lesiones en la mucosa nasal, heridas en los ojos, daños en el sistema reproductor, leucemia, etc.

- **radiación ionizante** Radiación capaz de ionizar los gases y las sustancias difíciles de ionizar. Está formada por emisiones de radiación alfa, beta, gamma y rayos X.

radiactividad Fenómeno consistente en la desintegración de los núcleos de la sustancia en partículas más simples que va acompañada de una emisión de radiación gamma y de partículas.

- **radiactividad artificial** Radiactividad obtenida por bombardeo de un núcleo estable con partículas alfa, neutrones, protones, rayos X, etc. El núcleo tiende a estabilizarse desintegrándose, con emisión de partículas y radiación. De esta forma se han podido descubrir nuevos elementos químicos y partículas subatómicas.

Ejemplo

Chadwick obtuvo en 1932 el neutrón al bombardear un núcleo de berilio con partículas alfa: $Be_4^9 + He_2^4 \rightarrow C_6^{12} + n_0^1$.

¿SABÍAS QUE...? radiactividad artificial

Rutherford fue el primero en obtener un elemento a partir de otro de forma artificial. Bombardeó núcleos de nitrógeno con partículas alfa y obtuvo oxígeno:
$N_7^{14} + HE_2^4 \rightarrow O_8^{17} + H_1^1 + \text{energía}$.

- **radiactividad natural** Desintegración espontánea de ciertos núcleos que va acompañada de la emisión de radiación alfa, beta y gamma. Fue descubierta por Becquerel en 1896. Los isótopos radiactivos naturales tienen una masa atómica elevada, superior a 83. Los procesos de desintegración espontánea de los núcleos conducen a isótopos estables a través de las denominadas *series radiactivas*.

radical Agrupación de átomos derivada formalmente de un compuesto orgánico por pérdida de uno o más átomos de hidrógeno; se encuentra como sustituyente de un grupo funcional o de la cadena principal de una molécula. Los radicales se nombran añadiendo la terminación *–ilo* al nombre del compuesto de origen.

- **radical libre** Fragmento molecular muy reactivo que contiene electrones desapareados. Los radicales libres son intermediarios de gran importancia en diversos procesos y fenómenos, como la fotólisis, la pirólisis, la polimerización, etc.

radio Elemento químico de símbolo Ra, perteneciente al grupo 2 de la tabla periódica, de número atómico 88. Es un elemento radiactivo poco frecuente en la naturaleza. Se presenta como un metal blanco plateado. Es bastante blando y luminiscente. Químicamente es un elemento reactivo. Reacciona vigorosamente con el aire y también es atacado por el agua. Se conocen 32 radioisótopos; el más estable es el Ra-226, con una vida media de 1 600 años. Se usa como fuente de neutrones y en radioterapia del cáncer.

- **radio atómico** Mitad de la distancia entre dos núcleos de un mismo elemento unidos entre sí. El radio atómico se considera una propiedad periódica: aumenta hacia abajo dentro de un grupo y disminuye de izquierda a derecha en un período. Se expresa en nanómetros.

> ***Ejemplo***
>
> El radio del carbono en la forma alotrópica del diamante es de 0,077 nm y en el grafito de 0,071 nm.

- **radio covalente** Distancia que hay entre los núcleos de los átomos que forman una molécula a través de un enlace covalente dividida entre 2. Es menor que el radio atómico y es igual para todas las sustancias en las que se halle presente un enlace determinado.

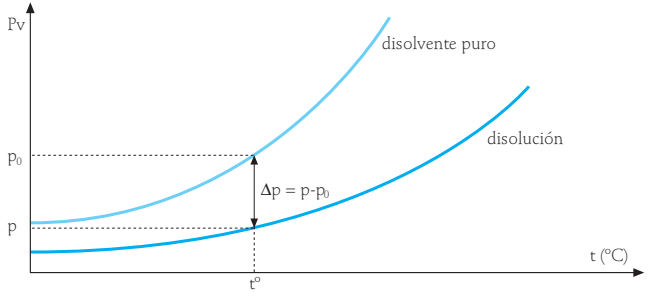
radio

- **radio iónico** Radio efectivo de los iones existentes en las estructuras cristalinas. Los radios de los aniones son mayores que los radios covalentes; en cambio, los radios de los cationes son menores.

radioisótopos ⇨ ISÓTOPO RADIACTIVO

radón Elemento químico de símbolo Rn, perteneciente al grupo 18 de la tabla periódica, de número atómico 86. Es un elemento radiactivo poco abundante en la naturaleza. Se presenta como un gas incoloro e inodoro. Químicamente es prácticamente inerte. No se combina con el aire, el agua, los ácidos ni las bases. Se conocen 33 radioisótopos; el más estable es el Rn-222, con una vida media de 3,82 días. Se usa en radioterapia y en prospecciones geológicas.

Raoult, ley de Ley que indica que la disminución de la presión de vapor de un disolvente en una disolución que contiene un soluto no volátil es proporcional a la fracción molar del soluto: $\Delta p(-) = p_o - p = x_s \cdot p_o = \frac{n_s}{n_s + n_d} \cdot p_o$, en donde p_o es la presión del disolvente puro, p es la presión de la disolución y x_s es la fracción molar del soluto. Cuanto más concentrada se encuentre la disolución, más disminución habrá, y al contrario, cuanto más diluida esté la disolución, mayor será la presión resultante. Se aplica al cálculo de masas moleculares.



La disminución de la presión de vapor aumenta con la temperatura

Ejercicio

Si se mezclan 27,77 g de una sustancia pura desconocida con 200 cm^3 de agua, la presión de vapor del agua baja de →

23,76 mm Hg (agua pura) a 22,81 mm Hg (disolución). ¿Cuál es la masa molecular de este soluto?

Sabiendo que la disminución de la presión de vapor es de: 23,76 – 22,81 = 0,95 y aplicando la ley de Raoult:

$$n_d = \frac{m}{M_{r(H_2O)}} = \frac{200\ g}{18\ g/mol} = 11,11\ moles$$

$$\Delta p = p_o - p = x_s \cdot p_o;\ 23,76 - 22,81 = 0,95 = x_s \cdot 22,81$$

$$x_s = 0,04 \rightarrow x_d = 1 - x_s = 0,96 \rightarrow x_d = \frac{n_d}{n_d + n_s} = \frac{11,11}{11,11+n_s} =$$

$$= 0,96 \rightarrow n_s = 0,46\ moles$$

$$M_{r(soluto)} = \frac{m}{n_{soluto}} = \frac{27,77\ g}{0,46\ moles} = 60\ g/mol$$

rayos alfa ⇨ PARTÍCULA ALFA

rayos anódicos ⇨ RAYOS POSITIVOS

rayos beta ⇨ PARTÍCULA BETA

rayos catódicos Rayos emitidos en los tubos de descarga a elevados voltajes (10 000 V) y bajas presiones (0,001 mm de Hg). Procedentes del cátodo, impactan en la pared opuesta y ofrecen una coloración verdosa. Thomson llegó a la conclusión de que eran partículas materiales de carga eléctrica negativa, los electrones.

rayos positivos Rayos de naturaleza eléctrica positiva y con masa variable según el gas de descarga. Se les denominó *rayos positivos* o *anódicos* porque procedían del polo positivo (el ánodo). Dependen de la naturaleza del gas.

rayos X Radiación electromagnética de elevada frecuencia y energía. Se propagan en línea recta, no son desviados por los campos eléctricos ni magnéticos, atraviesan sustancias opacas y ennegrecen las placas fotográficas. Su longitud de onda oscila entre 0,1 Å y 100 Å. También se denominan *rayos Röntgen*. Se utilizan en medicina para diagnósticos.

⇨ ESPECTRO DE RAYOS X

reacción química Transformación que sufren sustancias químicas, denominadas *reactivos*, cuando dan lugar a nuevas sustancias, deno-

reacción

minadas *productos de la reacción*, con propiedades diferentes a las sustancias iniciales. Se produce una reorganización de los enlaces químicos que origina sustancias nuevas. Una reacción química se expresa mediante una ecuación. Una reacción en la que se desprende energía se denomina *exotérmica*; en el caso contrario, es una reacción endotérmica. Si se consumen todos los reactivos, la reacción es irreversible y se indica en la ecuación mediante una flecha (→); si es reversible, es decir, si los productos generan nuevamente los reactivos, se indica con una doble flecha (↔).

Ejemplo

El azufre reacciona al calentarse con unas limaduras de hierro y da sulfuro de hierro (II): $S_{(s)} + Fe_{(s)} \rightarrow FeS_{(s)}$.

Ejercicio

El mármol, formado por carbonato de calcio, al ser atacado por el ácido clorhídrico da cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.

- Formula e iguala la reacción química.
- ¿Cuántos gramos de mármol del 80 % de pureza en carbonato son atacados por 500 cm^3 de disolución 2 M en HCl?
- Calcula el volumen de dióxido de carbono obtenido en condiciones normales.
- Calcula las moléculas de agua obtenidas.

– La reacción de desplazamiento es:

$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(dis)} \rightarrow CaCl_{2(dis)} + CO_{2(g)} \uparrow + H_2O_{(l)}$.

– La relación estequiométrica en la reacción entre $CaCO_3$ y HCl es de 1 a 2, por tanto, con factores de conversión:

$$0{,}5\ l \frac{2\ \text{moles HCl}}{1 l} \cdot \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{2\ \text{moles HCl}} \cdot \frac{100\ \text{g } CaCO_3}{1\ \text{mol}} \cdot \frac{100\ \text{g mármol}}{80\ \text{g } CaCO_3} = 62{,}5\ \text{g}.$$

– La relación entre HCl y CO_2 es de 2 a 1 y, en condiciones →

normales, 1 mol de un gas ocupa 22,4 l; así mediante factores de conversión:

$$0{,}5\ \text{l HCl}\ \frac{2\ \text{moles HCl}}{1\text{l}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{2\ \text{moles HCl}} \cdot \frac{22{,}4\ \text{l}}{1\ \text{mol}} =$$

$= 11{,}2$ l de CO_2.

– La relación entre HCl y H_2O es de 2 a 1, y con factores de conversión:

$$0{,}5\ \text{l HCl}\ \frac{2\ \text{moles HCl}}{1\text{l}} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2O}{2\ \text{moles HCl}} \cdot \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\ \text{mol}} =$$

$= 3{,}01 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O.

reacción, calor de ⇨ CALOR DE REACCIÓN

reactivo Cada una de las sustancias que provoca una reacción química. En análisis químico se utilizan reactivos específicos para cada reacción.

recíprocas, ley de las proporciones ⇨ PROPORCIONES EQUIVALENTES O RECÍPROCAS, LEY DE LAS

red cristalina Ordenamiento regular en forma geométrica de los átomos, moléculas o iones de una sustancia en una estructura cristalina interna que se va repitiendo de forma indefinida hasta ser visible en el exterior.

reducción Reacción química consistente en la ganancia de electrones. La sustancia que produce la reducción de otra sustancia se denomina *oxidante* y se reduce mientras oxida a la otra sustancia. Antiguamente, el concepto estaba asociado con la pérdida de oxígeno.

⇨ OXIDACIÓN-REDUCCIÓN, REACCIÓN DE

Ejemplo

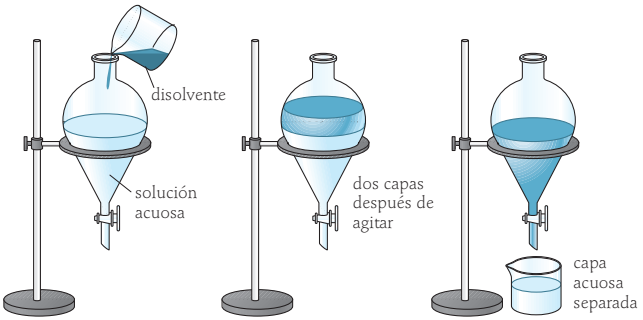
En procesos metalúrgicos, el óxido de hierro (II), FeO, reduce el contenido de oxígeno para obtener hierro elemental. El catión Fe^{+2} tiende a ganar 2 electrones; su número de oxidación pasa de +2 a 0.

reguladora, disolución ⇨ DISOLUCIÓN REGULADORA

renio

renio Elemento químico de símbolo Re, perteneciente al grupo 7 de la tabla periódica, de número atómico 75 y masa atómica 186,2. Es un metal blanco plateado, muy denso, dúctil y maleable. Químicamente es bastante inerte. Reacciona suavemente con el aire y el agua. Tiene dos isótopos estables o de vida media muy larga, el Re-185 y el Re-187; se conocen 32 radioisótopos. Se usa en la preparación de aleaciones termopares, en material eléctrico y como catalizador.

reparto, coeficiente de Relación entre las concentraciones de un soluto en dos líquidos inmiscibles. Es constante, independiente de la cantidad de soluto añadido e igual a la relación entre sus respectivas solubilidades: $\frac{C_1}{C_2} = \frac{S_1}{S_2} = K$. En disoluciones diluidas, esta ley se cumple bastante bien, pero a medida que aumenta la concentración se van produciendo desviaciones.



Aplicación del coeficiente de reparto en el método de extracción de un soluto.

Ejercicio

Un litro de disolución de bromo en agua que contiene 20 g de bromo se mezcla con 150 cm^3 de sulfuro de carbono. Calcula la cantidad de bromo que pasa al nuevo disolvente. El coeficiente de reparto del bromo entre el sulfuro de carbono y el agua a 25 °C es de 76,4.

Se calculan las respectivas concentraciones. Si se tiene en →

cuenta que *x* es la cantidad de bromo que pasa a CS_2, se aplica la ecuación del coeficiente de reparto, se despeja y se calcula *x*.

$$\frac{C_{1(CS_2)}}{C_{2(H_2O)}} = K$$

$$\frac{x/0{,}05}{20 - \frac{x}{1}} = 76{,}4$$

$$(20 - x) \cdot 0{,}05 \cdot 76{,}4 - x = 0$$

$$76{,}4 - 3{,}82 \cdot x - x = 0$$

$$x = \frac{76{,}4}{4{,}82} = 15{,}85 \text{ g bromo}$$

resinas Denominación genérica de distintas sustancias orgánicas de consistencia sólida o semisólida muy viscosas, transparentes o translúcidas, solubles en éter, alcohol, benceno y disulfuro de carbono, e insolubles en agua. Pueden ser naturales, como el ámbar, o sintéticas. Se emplean en la preparación de lacas y barnices.

resonancia Representación de una molécula mediante una o más formas, de las que se obtiene una forma intermedia que contiene a todas las posibles y que se representa mediante símbolos especiales. Se dice que la forma final obtenida es un híbrido de resonancia de todas las formas posibles. Esto sucede cuando aparecen enlaces dobles deslocalizados del tipo π.

reversible, proceso Reacción química o cambio físico en la que los productos pueden reaccionar para volver a dar las sustancias iniciales, de modo que se establece un proceso dinámico en ambos sentidos. Se alcanza el equilibrio cuando las dos velocidades se igualan.

Ejemplo

Tanto el agua líquida como el vapor se intercambian entre sí a 100 °C.

ribosa

ribosa Monosacárido de cinco carbonos con función aldehído (aldopentosa). Es muy soluble en agua y forma parte de los ácidos nucleicos.

rodio Elemento químico de símbolo Rh, perteneciente al grupo 9 de la tabla periódica, de número atómico 45 y masa atómica 102,9. Es un metal gris azulado muy reflectante, duro y denso. Químicamente es bastante inerte. No reacciona con el aire a temperatura ambiente y en caliente se oxida. No es atacado por el agua, los ácidos ni las bases. Tiene un isótopo estable, el Rh-103, y se conocen 32 radioisótopos. Se utiliza en aleaciones, en material eléctrico de contacto, en la industria del vidrio, como catalizador, en joyería y en recubrimientos electrolíticos.

roentgenio Elemento químico de símbolo Rg, perteneciente al grupo 11 de la tabla periódica, de número atómico 111. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza. Se supone que es un metal gris plateado. Se conoce un isótopo, el Rg-272, con una vida media de 1,5 milisegundos. Su nombre es provisional, a la espera de la resolución de la IUPAC.

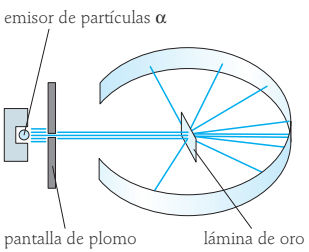
rojo de metilo Sustancia orgánica de fórmula $(CH_3)_2N - C_6H_4 - N = = N - C_6H_4 - COOH$ usada como indicador en las reacciones ácido-base. Es de color rojo cuando el pH < 4 y cambia a color amarillo con un pH > 6.

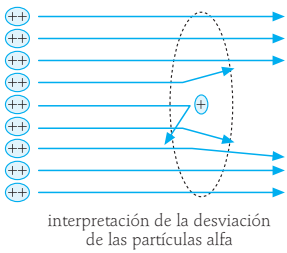
rubidio Elemento químico de símbolo Rb, perteneciente al grupo 1 de la tabla periódica, de número atómico 37 y masa atómica 85,47. Se presenta como un metal blanco plateado muy blando. Su punto de fusión está situado en los 39 °C, por lo que puede encontrarse en estado líquido. Químicamente es uno de los elementos más reactivos de la tabla periódica. Reacciona violentamente con el aire y puede llegar a arder; la reacción con el agua puede resultar explosiva. También reacciona con los ácidos y las bases. Tiene dos isótopos estables o de vida media muy larga, el Rb-85 y el Rb-87; se conocen 30 radioisótopos. Se usa en la producción de células fotovoltaicas, catalizadores y vidrios especiales.

rutenio Elemento químico de símbolo Ru, perteneciente al grupo 8 de la tabla periódica, de número atómico 44 y masa atómica 101,07. Es un metal gris azulado, duro y quebradizo. Químicamente es bastante inerte. No reacciona con el aire por debajo de los 800 °C; tampoco es

atacado por el agua ni los ácidos. Tiene siete isótopos estables, el Ru-96, el Ru-98, el Ru-99, el Ru-100, el Ru-101, el Ru-102 y el Ru-104. Se usa en aleaciones y como catalizador.

Rutherford, experiencia de Experiencia consistente en el bombardeo de partículas alfa procedentes de material radiactivo sobre una fina lámina de oro. Fue llevada a cabo por Rutherford y sus colaboradores Geiger y Marsden en 1911. Los resultados de la experiencia y su análisis determinaron que el átomo estaba formado por un núcleo muy pequeño y una corteza muy voluminosa en donde giran los electrones. Es la base de los modelos atómicos de Rutherford, Böhr y el cuántico-ondulatorio.





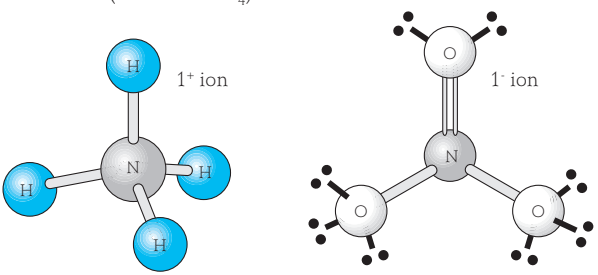
rutherfordio Elemento químico de símbolo Rf, perteneciente al grupo 4 de la tabla periódica, de número atómico 104. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza. Se desconocen sus propiedades físicas y químicas, aunque se supone que es un metal blanco plateado. Se han sintetizado 14 radioisótopos; el más estable es el Rf-263, con una vida media de 10 minutos.

Rydberg, constante de Constante obtenida a partir de la ecuación de Balmer para explicar las series espectrales del átomo de hidrógeno. Su valor es $R_H = 109\,677{,}6\ cm^{-1}$.

Ss

sacarosa Disacárido formado por glucosa y fructosa, conocido también con el nombre de *azúcar de caña*. Abunda en el reino vegetal y resulta familiar como azúcar de mesa. Diversos ésteres de la sacarosa se utilizan como aditivos alimentarios emulsionantes humectantes y tensioactivos.

sal Compuesto químico formado por la unión de uno o más tipos de aniones con uno o varios tipos de cationes. Las sales pueden considerarse formalmente derivadas de la reacción de neutralización entre un ácido y una base. Según su comportamiento en disolución acuosa, se dividen en: sales ácidas, sales neutras y sales básicas. Las sales ácidas presentan un pH inferior a 7 en disolución y poseen un anión con un hidrógeno sustituible (como HCO_3^-) o bien un anión de un ácido fuerte (como el SO_4^{2-}). Las sales básicas dan lugar a un pH superior a 7 en disolución acuosa y poseen un anión de un ácido débil o bien un catión ácido (como el NH_4^+).



Estructura de una sal de amonio, el nitrato, NH_4NO_3.

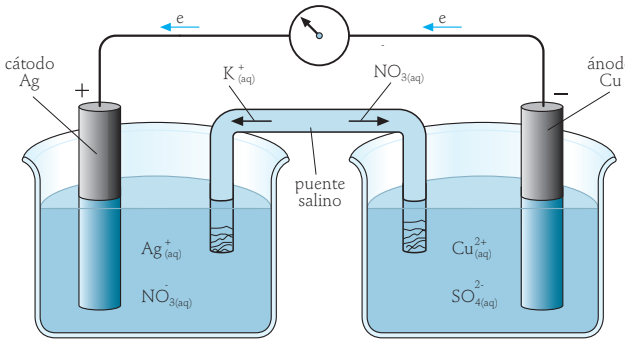
- **sal ácida** ⇨ SAL
- **sal básica** ⇨ SAL
- **sal común** ⇨ HALITA; SODIO, COMPUESTOS DE

sal

- **sal doble** Sal formada por la unión de dos o más tipos de cationes con un anión, o de un catión con varios tipos de aniones.
- **sal gema** ⇨ HALITA; SODIO, COMPUESTOS DE

salicílico, ácido Ácido carboxílico aromático que se presenta en forma de agujas incoloras de sabor amargo, solubles en disolventes orgánicos y poco solubles en agua. Se obtiene industrialmente por tratamiento del fenóxido sódico con dióxido de carbono. Se utiliza sobre todo en la fabricación de la aspirina y de diversos ésteres que también presentan actividad farmacológica, como intermediario en la síntesis de colorantes y perfumes, y como fungicida.

salino, puente Tubo de vidrio en forma de U invertida que contiene una disolución de un electrolítico fuerte estable (KCl, NaCl, KNO_3) que cierra un circuito eléctrico. El tubo se tapa por los extremos con un material poroso para evitar la transferencia de iones. La misión del puente salino es asegurar la conductividad y mantener la neutralidad de los iones en ambas disoluciones.



salitre ⇨ NITRATO

samario Elemento químico de símbolo Sm, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 62 y masa atómica 150,36. Se presenta como un metal blanco grisáceo, duro y quebradizo. Químicamente es poco reactivo. Reacciona lentamente con el aire; en caliente puede llegar a inflamar el metal. Tiene siete isótopos estables o de vida media muy larga, el Sm-144, el Sm-147, el Sm-148, el Sm-149, el Sm-150,

el Sm-152 y el Sm-154. Se conocen 29 radioisótopos. Se usa en la fabricación de imanes permanentes y láseres, así como en vidrios y cerámicas.

saponificación Reacción de hidrólisis básica de un éster para producir un alcohol y la sal alcalina del ácido. El nombre de la reacción hace referencia al proceso histórico de la reacción de grasas con potasa extraída de las cenizas de la madera para obtener jabón.

saturación ⇨ DISOLUCIÓN SATURADA

seaborgio Elemento químico de símbolo Sg, perteneciente al grupo 6 de la tabla periódica, de número atómico 106. Es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza. No se han podido investigar sus propiedades físicas y químicas; se supone que es un metal gris plateado. Se han sintetizado nueve isótopos; el más estable es el Sg-266, con una vida media de 20 segundos.

sedimentación Proceso lento de precipitación por efecto gravitatorio de sustancias sólidas que se encuentran suspendidas en el interior de un líquido y que se van acumulando en el fondo del recipiente que lo contiene, mientras la parte líquida sobrenada en la parte superior.

selenio Elemento químico de símbolo Se, perteneciente al grupo 16 de la tabla periódica, de número atómico 34 y masa atómica 78,96. Se presenta en varias formas alotrópicas. La forma estable es el selenio gris, que tiene aspecto metálico y es semiconductor; su conductividad eléctrica aumenta mil veces al iluminarlo. Químicamente es similar al azufre. Es atacado vigorosamente por el aire, es insoluble en agua y no reacciona con ácidos no oxidantes. Tiene seis isótopos estables o de vida media muy larga: el Se-74, el Se-76, el Se-77, el Se-78, el Se-80 y el Se-82. Se conocen 22 radioisótopos. Se utiliza en la fabricación de aparatos fotoeléctricos, como semiconductor, en la producción de caucho y en el decolorado del vidrio.

seleniuros Combinaciones binarias del selenio con un elemento más electropositivo.

semiconductor Sustancia que posee una conductividad intermedia entre la de un metal conductor y la de un sólido no metálico aislante. Los materiales que presentan esta propiedad tienen orbitales tipo p vacíos y próximos en los que pueden transitar los electrones valencia, que son los responsables de la conductividad. Si a un semiconductor se le suministra calor o se le irradia luz, su conductividad

aumenta, ya que los electrones emigran con más facilidad a otros orbitales o niveles energéticos. Son semiconductores el germanio, el silicio y el selenio.

semidesintegración radiactiva, período de Tiempo que tarda un material radiactivo en reducirse a la mitad en un proceso de desintegración nuclear. Su valor es independiente de la presión, de la temperatura ambiental o de la composición de la muestra.

Ejemplo

El período de semidesintegración del uranio U_{92}^{238} es de 4,5 · 109 años; el del torio Th_{90}^{234}, de 24,1 días, y el del radón Rn_{86}^{219}, de 3,92 segundos.

semimetales Conjunto de elementos químicos que presentan propiedades intermedias entre las de los metales y las de los no metales. Forman parte de este grupo el boro, el silicio, el germanio, el arsénico, el antimonio y el telurio; a veces también se incluyen el polonio y el astato. En general son elementos sólidos, duros y de brillo metálico. Son conductores térmicos y eléctricos discretos; varios de ellos presentan semiconductividad.

semipila Cada una de las dos partes de las que está formada una pila electroquímica, en donde se produce la reacción de oxidación o la de reducción. Los electrones son cedidos o aportados en cada semipila por una sustancia conductora, el electrodo, que puede intervenir o no en la reacción.

semirreacción redox Cada una de las reacciones redox que tiene lugar en las semipilas. Una semirreacción se representa por una semiecuación y cada una se iguala por separado.

Ejemplo

Semirreacción de reducción del permanganato en medio básico:

$$MnO_4^{-1} + 2H_2O + 3e^{-1} \leftrightarrows MnO_2 + 4OH^{-1}.$$

Semirreacción de oxidación del cinc en medio básico:

$$Zn + 4OH^{-1} \leftrightarrows ZnO_2^{-2} + 2H_2O + 2e^{-1}.$$

serie espectroscópica Grupos de líneas espectrales muy próximas entre sí y que corresponden a saltos electrónicos desde estados energéticos distintos al mismo nivel.

serie radiactiva Grupos de isótopos radiactivos encadenados a través de emisiones alfa y beta, que acaban dando un isótopo estable de plomo. Hay cuatro series radiactivas (tres naturales y una cuarta ya extinguida). Las emisiones alfa siempre conllevan que el nuevo elemento tiene un número atómico 2 unidades menor y una masa 4 unidades menor; en las emisiones beta el número atómico aumenta en 1 unidad y la masa se mantiene igual, α: $X_Z^A \rightarrow X_{Z-2}^{A-4} + He_2^4$ y β: $X_Z^A \rightarrow X_{Z+1}^A + \beta_{-1}^0$.

- **serie radiactiva del actinio** Serie que se inicia en el isótopo U-235 y acaba en el isótopo Pb-207. Es conocida como la serie 4n+3, ya que los isótopos obtenidos son múltiplos de 4 aumentados en 3 unidades.
- **serie radiactiva del torio** Serie que se inicia en el isótopo Th-232 y acaba en el isótopo Pb-208. Es también conocida como la serie 4n, ya que los isótopos obtenidos son múltiplos de 4.
- **serie radiactiva del uranio** Serie que se inicia en el isótopo U-238 y acaba en el isótopo Pb-206. Es también conocida como la serie 4n+2, ya que sus isótopos son múltiplos de 4 aumentados en 2 unidades.

silicatos Clase de minerales formada por la unión de grupos SiO_4 en el espacio que dan lugar a cadenas silicatadas. La clasificación se realiza según la distribución espacial de los grupos SiO_4. Así, la subclase de los silicatos formada por tetraedros SiO_4 aislados se denomina *nesosilicatos*; el grupo cuya base es la unión de dos tetraedros para formar un grupo Si_2O_7 son los sorosilicatos; si los grupos SiO_4 se disponen en estructuras cerradas, se obtienen los ciclosilicatos; en el caso de que los tetraedros se unan formando cadenas, se obtienen los inosilicatos; si la estructura es bidimensional, como una capa, se forman los filosilicatos; y si se organizan en una red tridimensional, se obtienen los tectosilicatos. Puede producirse la sustitución parcial de átomos de silicio por átomos de aluminio, con lo que se obtienen aluminosilicatos. En conjunto, los silicatos y los aluminosilicatos forman el 92 % de la corteza terrestre.

silicio Elemento químico de símbolo Si, perteneciente al grupo 14 de la tabla periódica, de número atómico 14 y masa atómica 28,086. Tiene dos formas alotrópicas. La forma estable tiene una estructura cristali-

na similar a la del diamante, de color gris oscuro y extremadamente dura. El silicio tiene un punto de fusión elevado y es semiconductor. Químicamente es un elemento bastante inerte. Se oxida lentamente en contacto con el aire; es estable en contacto con el agua y los ácidos, pero es atacado por las bases. Tiene tres isótopos estables, el Si-28, el Si-29 y el Si-30, y se conocen 18 radioisótopos. Se usa en la industria de los semiconductores, en chips informáticos, y en la fabricación de acero, vidrio, cerámica y cemento.

- **silicio, compuestos de** Compuestos químicos que presentan silicio en su estructura. Destacan el óxido, los silicatos, las siliconas y el cloruro. El óxido de silicio o sílice, SiO_2, es una sustancia muy extendida en la naturaleza; se presenta en forma de cuarzo, tridimita y cristobalita; es un sólido cristalino, muy duro, que tiene una amplia gama de coloraciones y es químicamente inerte. Tiene un punto de fusión muy elevado y, si se funde y se deja enfriar, da lugar a un sólido amorfo. Se usa en la fabricación de material de laboratorio, vidrios especiales, gel de sílice, cementos y cerámicas. El tetracloruro de silicio, $SiCl_4$, es un líquido incoloro que se utiliza en la preparación de obleas de silicio puro para la industria electrónica.

siliconas Sustancias que contienen silicio y radicales alquilos o arilos. La unión entre ambos componentes se hace a través de puentes de oxígeno. Las siliconas reúnen la resistencia mecánica y térmica de las sustancias inorgánicas y la blandura de las orgánicas. Además, la posibilidad de variar sus grupos permite sintetizar siliconas de propiedades muy diferentes, aunque en general todas ellas son inodoras, incoloras, inertes, inmiscibles con el agua y con una elevada temperatura de inflamación. Las siliconas sencillas lineales suelen ser líquidas (aceites de silicona) y se utilizan para recubrir superficies que repelen el agua o como lubricantes. Cuando se forman polímeros reticulares más complejos se denominan *resinas* o *cauchos de silicona*; se utilizan como aislantes eléctricos.

síntesis Reacción química que tiene lugar entre elementos o sustancias simples y que permite obtener compuestos o sustancias más complejas. Aunque pueden ser reacciones exotérmicas, se necesita una excitación previa, un calentamiento que posibilite que las partículas realicen choques eficaces y superen la energía de activación.

Ejercicio

El amoníaco se obtiene industrialmente mediante una reacción de síntesis entre los elementos nitrógeno e hidrógeno. Si se hacen reaccionar 30 moles de nitrógeno N_2 con 30 moles de hidrógeno H_2, calcula cuántos moles de cada sustancia quedan después de obtenerse 10 moles de amoníaco.

Según la reacción de síntesis, 1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 y se producen 2 moles de NH_3. Por tanto, si se han obtenido 10 moles de NH_3: $10 \text{ moles } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ moles } NH_3} =$ = 5 moles gastados de N_2, con lo cual quedan sin reaccionar: 30 – 5 = 25 moles de N_2.

$10 \text{ moles } NH_3 \cdot \frac{3 \text{ moles } H_2}{2 \text{ moles } NH_3} = 15$ moles gastados de H_2, con lo cual quedan sin reaccionar: 30 – 15 = 15 moles de H_2.

sistema cristalino ⇨ CRISTAL

sistema periódico ⇨ PERIÓDICA, TABLA; APÉNDICE

sodio Elemento químico de símbolo Na, perteneciente al grupo 1 de la tabla periódica, de número atómico 11 y masa atómica 22,989. Se presenta como un metal blanco plateado, muy blando y maleable. Químicamente es un elemento muy reactivo. Se oxida inmediatamente por exposición al aire. Arde en contacto con el agua, y es atacado vigorosamente por los ácidos y las bases. Tiene un isótopo estable, el Na-23, y se conocen 18 radioisótopos. Se usa en la fabricación de lámparas de descarga, en síntesis orgánica e inorgánica, como agente reductor, en la metalurgia del titanio, y en la producción de detergentes, fertilizantes y colorantes.

- **sodio, compuestos de** Conjunto de los elementos químicos que presentan sodio en su estructura. Destacan el carbonato, el cloruro, el hidróxido y el hidrogenosulfato. El carbonato de sodio o sosa, Na_2CO_3, es un sólido cristalino blanco que se descompone al calentarlo por encima de 850 °C; se usa en la manufactura de vidrio, en el refino metalúrgico, en la purificación de aguas, en síntesis química y en la produc-

ción de cemento. El cloruro de sodio o sal gema, NaCl, es un sólido cristalino que se presenta en la naturaleza en forma de halita. El hidróxido de sodio o sosa cáustica, NaOH, es un sólido blanco que se comporta como una base fuerte y que se utiliza en los procesos de obtención de pulpa de papel, detergentes, derivados petroquímicos, alúmina, sales sódicas y compuestos orgánicos. El hidrogenosulfato o bisulfato de sodio, $NaHSO_4$, es un sólido cristalino incoloro e higroscópico.

sólido Sustancia caracterizada por tener un estado de agregación de sus partículas compacto y ordenado, tal que su movimiento queda restringido a vibraciones en torno a unas posiciones fijas. Las partículas de un sólido están dispuestas geométricamente en una estructura cristalina regular y definida para cada sustancia; por eso, un sólido tiene una forma y un volumen determinados.

¿SABÍAS QUE...? sólido

El oro es uno de los sólidos más densos: d = 19,3 g/cm^3. Por el contrario, el sodio sólo tiene una densidad de 0,97 g/cm^3, menor que la del agua.

solubilidad Cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad dada de disolvente a una temperatura determinada. Representa la concentración de la disolución saturada a esta temperatura. La solubilidad es una propiedad característica y varía con la temperatura; generalmente aumenta al ser mayor la temperatura. En los solutos gaseosos, la solubilidad es la cantidad máxima que se puede disolver en la unidad de volumen de un disolvente líquido.

Ejemplo

La solubilidad del sulfato de cobre (II) a 20 °C es tan sólo de 20 g/100 g de agua; en cambio, a 80 °C es de 59 g/100 g de agua.

Ejercicio

¿Qué cantidad de sal precipita al enfriarse una disolución saturada de $CuSO_4$ obtenida con 100 cm^3 de agua al pasar de 80 °C a 20 °C?

100 cm^3 = 100 g de agua. A 80 °C se disuelven 59 g de soluto; si se enfría a 20 °C, solamente se podrán disolver 20 g de sal. Entonces, la cantidad que no puede disolverse precipita, esto es: 59 g – 20 g = 39 g de $CuSO_4$.

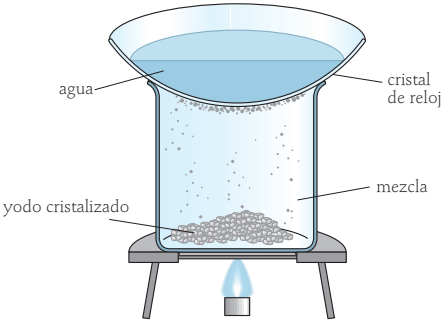
solución ⇨ DISOLUCIÓN

solvatación Proceso de interacción entre un disolvente polar y un soluto iónico o polar. Las moléculas del disolvente rodean electrostáticamente a los iones enfrentados con cargas opuestas. Cuando el disolvente es el agua, el proceso de solvatación recibe el nombre de *hidratación*.

sublimación Cambio de estado en el que una sustancia pasa directamente de sólido a gas, sin pasar por el estado líquido.

Ejemplo

Son sublimables el yodo, el ácido benzoico y el naftaleno.



Separación del yodo por sublimación.

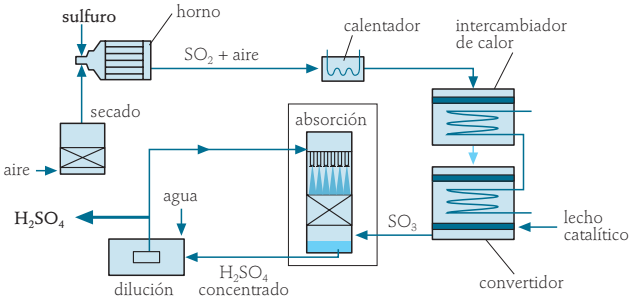
sulfatos Compuestos químicos derivados del ácido sulfúrico al sustituir los átomos de hidrógeno por cationes.

sulfhídrico

sulfhídrico, ácido Disolución del hidruro de azufre, H_2S, en agua, también denominado *sulfuro de hidrógeno*. Es un gas incoloro de olor característico que se encuentra parcialmente disociado en disolución acuosa. Actúa como un agente reductor, es tóxico y tiene un olor desagradable. Se usa en la obtención de azufre, en la purificación del ácido sulfúrico y en síntesis química.

sulfitos Compuestos químicos derivados del ácido sulfuroso por pérdida de los átomos de hidrógeno y sustitución por cationes. Actúan como reductores enérgicos, pasando a sulfatos. También pueden actuar como oxidantes, pasando a sulfuros, aunque es menos frecuente.

sulfúrico, ácido Oxoácido del azufre de fórmula H_2SO_4. En estado puro es un líquido oleoso incoloro, aunque puede presentar coloraciones parduzcas; desprende vapores sofocantes de SO_3 al calentarlo y se descompone por encima de los 300 °C. En solución acuosa se comporta como un ácido fuerte. Es soluble en todas las proporciones con el agua; al mezclarlos se produce un fuerte desprendimiento de calor. Actúa como un agente deshidratante y oxidante enérgico. De gran importancia industrial, se usa en síntesis química, en la fabricación de baterías, en la purificación del petróleo, en metalurgia y en la producción de fibras sintéticas y colorantes.



Proceso de obtención del ácido sulfúrico.

sulfuros Compuestos químicos derivados del ácido sulfhídrico al sustituir los átomos de hidrógeno por cationes. Los sulfuros iónicos son los formados por los elementos alcalinos y alcalino-térreos; son compuestos cristalinos incoloros. En los sulfuros de los elementos de transición

predomina el enlace covalente; muchos de ellos poseen propiedades magnéticas o eléctricas especiales. Los sulfuros son muy abundantes en la naturaleza.

● **sulfuro de hidrógeno** ⇨ SULFHÍDRICO, ÁCIDO

sulfuroso, ácido Oxoácido del azufre de fórmula H_2SO_3. Se puede considerar formalmente una disolución acuosa de dióxido de azufre, SO_2. Se presenta como un líquido incoloro muy tóxico que produce vapores sofocantes. No se ha podido aislar y únicamente se conocen sus sales, los sulfitos y los hidrogenosulfitos. Se usa como blanqueante del papel y en la industria alimentaria.

suspensión Dispersión coloidal de partículas sólidas en un líquido. Las partículas suspendidas son visibles con una lupa e incluso a simple vista. Una suspensión se caracteriza por tener una velocidad de sedimentación alta; esta velocidad aumenta con el tamaño de las partículas dispersas y es fácilmente separable por decantación o filtración.

Ejemplo

Una mezcla de granos de arena en agua forma una suspensión si se agita durante un tiempo, pero los granos tienden a sedimentarse con rapidez y se van al fondo.

sustitución, reacción de ⇨ DESPLAZAMIENTO, REACCIÓN DE

sustrato Compuesto químico activo susceptible de producir una reacción química. En las reacciones con catalizador, el sustrato es el compuesto que se une con el centro activo del catalizador. Es aplicable también en las interacciones que realizan las enzimas sobre los compuestos en sus reacciones específicas.

tabla periódica ⇨ PERIÓDICA, TABLA; APÉNDICE

tabla periódica de Mendeleiev ⇨ MENDELEIEV, TABLA PERIÓDICA DE

talio Elemento químico de símbolo Tl, perteneciente al grupo 13 de la tabla periódica, de número atómico 81 y masa atómica 204,37. Se presenta como un metal blanco plateado similar al plomo. Es tóxico, muy blando y maleable. Químicamente es bastante reactivo. Es atacado por el aire; también se combina con el agua y los ácidos. Tiene dos isótopos estables, el Tl-203 y el Tl-205; se conocen 33 radioisótopos. Se utiliza poco en estado puro; en termómetros de bajas temperaturas se emplea una aleación de talio y mercurio.

tampón ⇨ DISOLUCIÓN REGULADORA

tántalo Elemento químico de símbolo Ta, perteneciente al grupo 5 de la tabla periódica, de número atómico 73 y masa atómica 180,94. Se presenta como un metal blanco plateado, muy duro, pesado, dúctil y maleable. Químicamente es bastante inerte. A temperatura ambiente no reacciona con el aire, el agua, los ácidos ni las bases. Tiene dos isótopos estables o de vida media muy larga, el Ta-180 y el Ta-181; se conocen 33 radioisótopos. Se usa en aleaciones para la industria química y la aeronáutica, en la fabricación de instrumental quirúrgico y prótesis, en material de laboratorio y en herramientas de corte.

tautomería Tipo de isomería en la que los isómeros se encuentran en equilibrio.

tecnecio Elemento químico de símbolo Tc, perteneciente al grupo 7 de la tabla periódica, de número atómico 43. Es un elemento radiactivo que prácticamente no se encuentra en la naturaleza. Se presenta como un metal gris plateado similar al renio. Químicamente es poco reactivo. Es oxidado de forma lenta por el aire, sobre todo por el aire húmedo. No es atacado por el agua ni los ácidos no oxidantes. Se co-

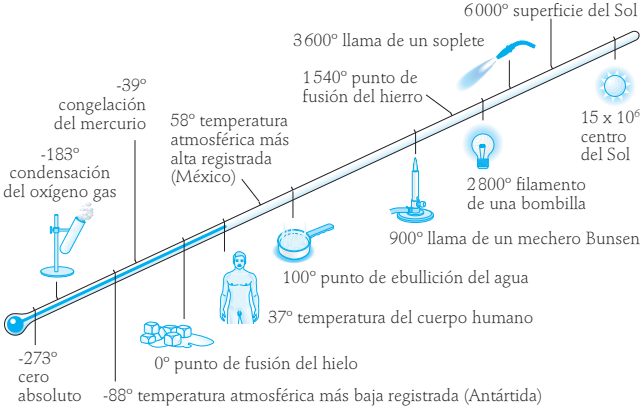
teluratos

nocen 31 radioisótopos; el más estable es el Tc-98, con una vida media de 4,2 millones de años. El Tc-99 se usa en medicina nuclear.

teluratos Compuestos químicos derivados del ácido telúrico, H_2TeO_4, al sustituir los átomos de hidrógeno por cationes. Se encuentran en la naturaleza en forma de minerales.

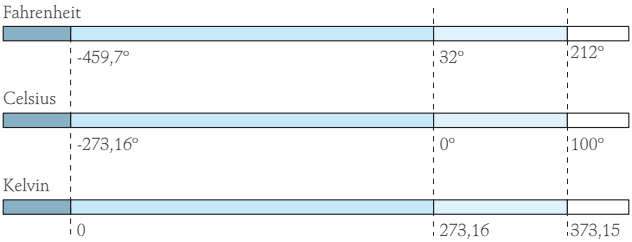
teluro Elemento químico de símbolo Te, perteneciente al grupo 16 de la tabla periódica, de número atómico 52 y masa atómica 127,6. Tiene varias formas alotrópicas. La más estable posee una estructura similar a la del selenio gris y se presenta como un sólido gris plateado. Es quebradizo y se comporta como un semiconductor. Químicamente es un elemento relativamente inerte. Reacciona suavemente con el aire; es estable en contacto con el agua y los ácidos no oxidantes. Tiene ocho isótopos estables o de vida media muy larga, Te-120, Te-122, Te-123, Te-124, Te-125, Te-126, Te-128 y Te-130; se conocen 29 radioisótopos. Se usa en la fabricación de aleaciones y semiconductores, en la vulcanización del caucho, en la industria del vidrio y la cerámica, y como insecticida y fungicida.

temperatura Magnitud termodinámica que mide el nivel térmico de un cuerpo. Si dos cuerpos entran en contacto, se produce una transferencia de energía térmica desde el cuerpo que tiene una temperatura más elevada a aquel que tiene una temperatura más baja. Esta transferencia finaliza cuando los dos cuerpos alcanzan la misma temperatura, es decir, están en equilibrio térmico.



Intervalo de temperaturas en la escala Celsius.

- **temperatura, escala de** Escala graduada construida para medir la temperatura de diversos cuerpos. Algunas escalas, como la Celsius, la Fahrenheit o la Reamur, toman como referencia arbitraria el punto de fusión y de ebullición del agua. Además, está la escala Kelvin o absoluta, basada en criterios termodinámicos.



Ejercicio

Transforma 20 °C en las escalas Fahrenheit y Kelvin.

Mientras que en la escala centígrada se pasa de 0 °C a 100 °C (incremento de 100), en la Fahrenheit se pasa de 32 °F a 212 °F (incremento de 180). Un incremento de 20 en la escala centígrada: 100/20 = 5, y en la Fahrenheit es 180/20 = 9, por tanto: $t^{\circ}\,F = t^{\circ}\,C \cdot \frac{(212-32)}{(100-0)} = 20 \cdot \frac{180}{100} = 36^{\circ}\,F$.

En la escala absoluta: $K = t^{\circ}\,C + 273 = 20 + 273 = 293\ K$.

- **temperatura absoluta** Temperatura basada en la escala Kelvin o absoluta de temperaturas, en la que se define un punto referencial, el cero absoluto, que equivale a –273,16 °C. La temperatura expresada en kelvin se obtiene: T (K)= t (°C) + 273,16.
- **temperatura crítica** Temperatura por encima de la cual un gas no puede licuarse por mucho que aumente la presión.

Ejemplo

La temperatura crítica del agua es 374 °C; por lo tanto, el agua se puede convertir en vapor, pero no en gas.

→

tensión superficial

La temperatura crítica del hidrógeno es –242 °C; la del nitrógeno, –149 °C; la del oxígeno, –118 °C; la del dióxido de carbono, 31 °C; la del benceno, 292 °C.

FÍJATE BIEN temperatura crítica

Un gas es la sustancia cuya temperatura crítica es inferior a la temperatura ambiente. Por su parte, el vapor tiene una temperatura crítica mayor que la ambiente.

tensión superficial Fuerza que actúa a lo largo de la superficie de un líquido y en dirección paralela a la misma. Es consecuencia de la fuerza atractiva que realizan las moléculas de un líquido sobre aquellas que se encuentran en la superficie de separación del mismo. Mientras que las moléculas del interior son atraídas por igual en todas las direcciones, las de la superficie solamente son atraídas hacia el interior. Esto genera una fuerza dirigida hacia dentro que contrae la superficie y hace que se comporte como una membrana elástica que envuelve al líquido. La tensión superficial es la responsable de la resistencia que ofrecen las superficies de los líquidos a su rotura y de la forma esférica de las gotitas del líquido al caer. Al aumentar la temperatura del líquido, la tensión superficial disminuye, y es cero en su temperatura crítica.

Ejemplo

La tensión superficial del agua a 20 °C es $7{,}28 \cdot 10^{-2}$ N · m^{-1}. Los alcoholes, las grasas y los jabones disminuyen notablemente la tensión superficial del agua.

¿SABÍAS QUE...? tensión superficial

Los insectos caminan por la superficie de los líquidos sin romperla debido a la tensión superficial que ofrece la superficie.

terbio Elemento químico de símbolo Tb, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 65 y masa atómica 158,92. Se presenta como un metal blanco plateado, muy blando, dúctil y maleable. Químicamente es bastante reactivo. Reacciona lentamente con el aire, y es atacado por el agua y los ácidos no oxidantes. Tiene un isótopo estable, el Tb-159, y se conocen 33 radioisótopos. Se usa en la preparación de aleaciones, como activador en tubos de imagen, en la fabricación de materiales refractarios y como estabilizador de células de combustible a elevada temperatura.

termodinámica Rama científica que estudia la relación entre la energía, el calor transferido y el trabajo desarrollado en los procesos que tienen lugar en la naturaleza. Está basada en tres principios:

- La energía del universo se mantiene constante y se producen transformaciones de un tipo de energía en otro, con lo que se obtiene calor y se produce trabajo.
- La entropía de los procesos espontáneos aumenta, es decir, el universo tiende al desorden.
- En el cero absoluto, la entropía de un sólido cristalino puro es cero.

- **termodinámicas, funciones** Variables termodinámicas cuyo valor sólo depende del estado inicial y del final del proceso; no se tienen en cuenta los pasos intermedios.

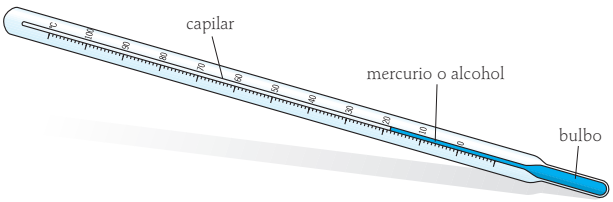
> ***Ejemplo***
>
> La presión P, la temperatura T, el volumen V, la energía interna E, la entropía S, la entalpía H y la energía libre de Gibbs G son funciones termodinámicas. El calor y el trabajo no son funciones de estado.

- **termodinámicas, variables** Magnitudes que definen el estado del sistema termodinámico. Se obtienen mediante medidas directas.
- **termodinámico, sistema** Parte del universo, separada del resto por paredes reales o imaginarias, en la que se desarrollan los procesos de la naturaleza. Un sistema es abierto cuando hay intercambio de materia y energía con el exterior; es cerrado cuando sólo hay intercambio de materia, y es aislado cuando no se produce ningún tipo de intercambio, ni de materia ni de energía.

termodinámica

- **termodinámicos, procesos** Transformaciones que tienen lugar en la naturaleza entre el sistema termodinámico y su entorno. Según sus características, los procesos termodinámicos se dividen en: isotérmicos (que mantienen constante la temperatura), adiabáticos (que se producen sin intercambio de calor), isobáricos (que tienen lugar manteniendo constante la presión), exotérmicos (si se desprende calor al exterior) y endotérmicos (si el sistema absorbe calor).

termómetro Instrumento utilizado para medir la temperatura de un cuerpo. Consta de un tubo de vidrio graduado que contiene un líquido dilatable, como mercurio o alcohol. Al aumentar la temperatura, el líquido se dilata y sube desde el bulbo en el que se encuentra. La posición que alcanza en el tubo de vidrio se mide en la escala graduada y da el resultado en grados centígrados. Previamente, el termómetro se ha tenido que calibrar. Los valores máximos que se pueden medir con un termómetro de mercurio oscilan desde los 300 °C a unos pocos grados bajo 0.



termoquímica Rama de la termodinámica aplicada a las reacciones químicas. Estudia la relación entre las reacciones químicas y la energía calorífica que interviene en ellas y permite predecir si una reacción se llevará a cabo o no, si es reversible o irreversible, o si está en equilibrio.

ternario Compuesto formado por tres elementos o mezcla constituida por tres componentes.

> ***Ejemplo***
>
> Los oxoácidos son compuestos ternarios. Están formados por hidrógeno, oxígeno y el no metal que da nombre al compuesto: H_2SO_4, HNO_3.

tetravalente Elemento que actúa con valencia 4, es decir, que tiende a unirse mediante cuatro enlaces covalentes con otros átomos. La tetravalencia está relacionada con una estructura tetraédrica de la molécula. El carbono y el silicio son tetravalentes.

tierras raras ⇨ LANTÁNIDOS

tiociánico, ácido Compuesto químico de fórmula HSCN. Es un sólido cristalino blanco, soluble en agua, y con características de ácido fuerte.

tiosulfatos Compuestos químicos derivados del ácido tiosulfúrico al sustituir los átomos de hidrógeno por cationes. Los tiosulfatos de metales alcalinos y alcalino-térreos son solubles y poseen agua de cristalización en estado sólido, mientras que los tiosulfatos de metales de transición suelen ser insolubles. Se hidrolizan en medio básico, y dan lugar a sulfuros y sulfatos.

tiosulfúrico, ácido Oxoácido del azufre de fórmula $H_2S_2O_3$. Se puede considerar formalmente derivado del ácido sulfúrico al sustituir un átomo de oxígeno por un átomo de azufre. El ácido tiosulfúrico es un compuesto muy inestable que no se puede obtener puro a temperatura normal. En disolución ácida se descompone en azufre y sulfitos. Sus sales se denominan *tiosulfatos*.

titanio Elemento químico de símbolo Ti, perteneciente al grupo 4 de la tabla periódica, de número atómico 22 y masa atómica 47,90. Se presenta como un metal blanco plateado, ligero, duro, quebradizo, dúctil y maleable. Químicamente es bastante inerte. Es estable en contacto con el aire a temperaturas normales; arde con el oxígeno por encima de 600 °C. No es atacado por el agua, los ácidos ni las bases; con los ácidos oxidantes se pasiva. Tiene cinco isótopos estables, el Ti-46, el Ti-47, el Ti-48, el Ti-49 y el Ti-50; se conocen 19 radioisótopos. Se usa en la fabricación de aleaciones para la industria aeroespacial, en prótesis clínicas, en plantas desalinizadoras, y en la eliminación de oxígeno y nitrógeno en metalurgia.

- **titanio, compuestos de** Conjunto de los compuestos químicos que presentan titanio en su estructura. Destaca el tetracloruro y los óxidos. El tetracloruro de titanio, $TiCl_4$, es un líquido incoloro de olor característico que desprende vapores sofocantes; se usa en la producción de humo para fines militares y publicitarios. El óxido de titanio

Tollens

(III), Ti_2O_3, es un sólido púrpura insoluble en agua que se usa en la fabricación de aparatos ópticos. El dióxido de titanio u óxido de titanio (IV), TiO_2, se presenta en la naturaleza en forma de un mineral muy abundante, el rutilo. Es un sólido blanco químicamente inerte y diamagnético que se utiliza como pigmento y para fabricar cerámicas, vidrios y fibras textiles.

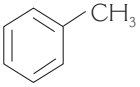
Tollens, reactivo de Reactivo utilizado en el reconocimiento de los aldehídos. Está constituido por una mezcla de nitrato de plata y disolución amoniacal que, al reaccionar con el grupo R-CH = O de los aldehídos, reduce al catión Ag^+ y se forma un espejo de plata. Esta reacción de oxidación-reducción no ocurre con las cetonas.

Ejemplo

Reacción del etanal con el reactivo de Tollens:

$$CH_3 - CHO + \left\{ \begin{matrix} AgNO_3 \\ NH_4OH \end{matrix} \right\} \rightarrow CH_3 - COO^{-1}\,NH_4^+ + H_2O + Ag\downarrow.$$

tolueno Hidrocarburo aromático presente en el alquitrán de carbón. Es un líquido incoloro e inflamable, miscible en disolventes orgánicos e insoluble en agua.



Se obtiene de sus fuentes naturales o a partir del petróleo. Presenta un comportamiento químico similar al del benceno, pero es más reactivo. Se utiliza en la preparación de gasolinas de elevado índice de octano, como producto de partida en la preparación de benceno, fenol y una gran variedad de productos químicos (ácido benzoico, sacarina, trinitrotolueno) y diversas materias intermedias en la industria de los colorantes, medicamentos y perfumes.

torio Elemento químico de símbolo Th, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 90 y masa atómica 232,03. Es un elemento radiactivo muy difundido en la naturaleza. Se presenta como un metal blanco plateado, blando y muy dúctil. Químicamente es relativamente inerte. Es estable al aire a temperatura ambiente, pero arde al

calentarlo. No se combina con el agua ni con las bases; es atacado por los ácidos no oxidantes y se pasiva con los ácidos oxidantes. Tiene un isótopo de vida media muy larga, el Th-232; se conocen 28 radioisótopos. Se usa en aleaciones, en tubos de vacío y en detectores de oxígeno.

● **torio, serie del** ⇨ SERIE RADIACTIVA DEL TORIO

tornasol Indicador natural utilizado en las reacciones ácido-base. Da coloración roja en medio ácido y azul en medio básico. Su zona de viraje va desde pH = 5 hasta pH = 8,5, por lo que es preferible utilizar otros indicadores que tengan zonas de viraje más cortas.

transaminación Proceso por el que se transfiere un grupo amino de una molécula a otra. En los sistemas vivos, el grupo amino de un aminoácido se transfiere al grupo carbonilo de otra molécula. La secuencia, promovida por un enzima, la transaminasa, es un método de formación de nuevos aminoácidos.

transición, elementos de Conjunto de los elementos de los grupos 3 al 12 de la tabla periódica. Se caracterizan porque su configuración electrónica va llenando los orbitales de tipo d del penúltimo nivel ocupado. Todos ellos son elementos metálicos sólidos que se encuentran en la naturaleza, con excepción del tecnecio. En general, son metales densos y de elevado punto de fusión y ebullición. Presentan múltiples estados de oxidación y forman complejos de coordinación con facilidad. Suelen presentar paramagnetismo.

transmutación Proceso por el que un elemento químico se transforma en otro. Rutherford consiguió por primera vez un elemento distinto en 1919 al bombardear un núcleo de nitrógeno con partículas alfa: obtuvo así oxígeno. Los elementos transuránicos se obtuvieron a partir de bombardeos sobre núcleos de uranio. También por transmutación se encontraron el tecnecio y el prometio.

¿SABÍAS QUE...? transmutación

El plutonio obtenido por transmutación es fisionable y puede usarse en armamento nuclear. La primera bomba atómica que se probó en Nuevo México en 1945, un mes antes de las lanzadas sobre Hiroshima y Nagasaki, contenía Pu-239.

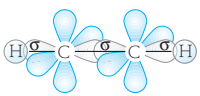
transuránicos

transuránicos, elementos Conjunto de los elementos que tienen un número atómico superior al uranio (Z = 92). Todos ellos son elementos metálicos radiactivos que no se encuentran en la naturaleza o bien se hallan en cantidades ínfimas; han sido sintetizados en laboratorios nucleares o se han encontrado en los restos de explosiones nucleares. En general, cuanto más pesados son, más inestables resultan.

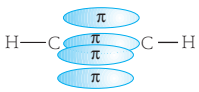
trilita ⇨ TRINITROTOLUENO

trinitrotolueno (TNT) Compuesto derivado del tolueno, altamente explosivo, de fórmula $C_6H_2CH_3(NO_2)_3$. Es un sólido amarillo cristalino, soluble en éter y benceno, e insoluble en agua. Se utiliza como explosivo y como intermediario en la industria de colorantes. Es un explosivo que puede ser manipulado sin peligro.

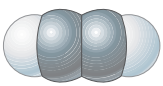
triple enlace Unión entre dos átomos con un enlace σ y dos enlaces π. Se da especialmente entre átomos de carbono, con un ángulo de 180°, en el que la distancia entre los dos átomos de carbono es menor que si éstos están unidos por un doble enlace.



formación de enlaces σ



formación de enlaces π


modelo compacto

triple, punto ⇨ PUNTO TRIPLE

tritio Isótopo del hidrógeno que tiene dos neutrones y un protón en su núcleo atómico. Es un isótopo radiactivo que tiene una vida media de 12,33 años y se transforma en He-3 con emisión de partículas beta. Se usa en reactores nucleares de fusión, en la fabricación de armamento nuclear, y como isótopo de marcaje en medicina y síntesis química.

trivalente Elemento que actúa con valencia 3, es decir, que tiende a formar tres enlaces covalentes o bien a formar un catión trivalente.

Ejemplo

El aluminio, el níquel, el hierro y el cobalto pueden formar cationes trivalentes: Al^{+3}, Fe^{+3}, Ni^{+3}.

tulio Elemento químico de símbolo Tm, perteneciente a la serie de los lantánidos, de número atómico 69 y masa atómica 168,93. Se presenta como un metal blanco plateado, muy blando, dúctil y maleable, muy escaso en la naturaleza. Químicamente es bastante reactivo. Se oxida en presencia del aire; reacciona con el agua y con los ácidos no oxidantes. Tiene un isótopo estable, el Tm-169, y se conocen 33 radioisótopos. Se usa como fuente radiactiva en aparatos portátiles de rayos X, en aleaciones y en materiales cerámicos.

tungsteno ⇨ WOLFRAMIO

Tyndall, efecto Dispersión de la luz producida al atravesar un haz luminoso un recipiente que contiene un coloide. El fenómeno tiene lugar cuando los fotones luminosos chocan con las partículas de la fase dispersa y son desviados de su trayectoria inicial. Por eso, las dispersiones coloidales suelen ser opacas, mientras que una disolución verdadera es transparente.

U

ultracentrífuga Centrifugadora que supera en cientos de miles de veces el valor de la gravedad.

ultrafiltración Técnica de separación consistente en el uso de filtros que tienen unos poros muy finos. Se recurre a un aumento de la presión o de la succión para acelerar el proceso.

ultravioleta, radiación Radiación electromagnética que tiene una longitud de onda más pequeña que la del visible. Se encuentra entre el violeta y los rayos X. Oscila entre la longitud de onda 3 800 Å y 100 Å. El Sol es una fuente importante de radiación ultravioleta; al llegar a la Tierra puede producir lesiones graves en los seres vivos, pero el ozono se encarga de contrarrestarla. Es la responsable del bronceado en la piel. Se designa por las letras U.V.

FÍJATE BIEN ultravioleta, radiación

El ozono, molécula de oxígeno triatómica O_3, absorbe la energía de la radiación ultravioleta del Sol y se rompe, con lo que se obtienen átomos libres y moléculas de oxígeno O_2.

Ejercicio

La energía de ionización del litio es de 517 kJ/mol. Indica si una radiación ultravioleta de longitud de onda 50 nm será suficiente para ionizar átomos de litio en estado gaseoso y fundamental.

La energía proporcionada por la radiación ultravioleta se obtiene según la ecuación de Planck:

→

u.m.a.

$$E = h \cdot v = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6{,}6 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^{8}\ \text{m/s}}{5 \cdot 10^{-8}\ \text{m}} =$$

$$= 3{,}96 \cdot 10^{-18}\ \text{J/átomo.}$$

En un mol serían:

$$3{,}96 \cdot 10^{-18}\ \text{J/átomo} \cdot \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}}{1\ \text{mol}} =$$

$$= 2\,383\,920\ \text{J}\ \frac{1\ \text{kJ}}{10^{3}\ \text{J}} = 2\,383{,}9\ \text{kJ/mol.}$$

De donde se observa que 2 383,9 > 517, con lo cual sí sería suficiente. Los alcalinos son fáciles de ionizar; necesitan poca energía.

u.m.a. Sigla de unidad de masa atómica. En la escala actual de masas atómicas relativas, 1 u.m.a. = 1/12 átomo de C^{12}. Tomando esta referencia se han calculado todas las masas atómicas y moleculares.

Ejemplo

Un protón tiene una masa atómica relativa de 1,007277 u.m.a.; un neutrón, 1,008665 u.m.a., y un electrón, 0,0005486 u.m.a.

Ejercicio

Calcula la masa molecular relativa expresada en u.m.a. del ácido sulfúrico, del ácido nítrico y del ácido clorhídrico.

Partiendo de las fórmulas de estas sustancias, H_2SO_4, HNO_3 y HCl, la masa de cada una de estas moléculas se obtiene sumando las masas atómicas de los elementos constituyentes multiplicadas por el número de átomos:

$M_{r(H_2SO_4)} = 2 \cdot 1{,}008 + 1 \cdot 32{,}06 + 4 \cdot 15{,}99 = 98{,}036$ u.m.a.

$M_{r(HNO_3)} = 1 \cdot 1{,}008 + 1 \cdot 14{,}006 + 3 \cdot 15{,}99 = 62{,}98$ u.m.a.

$M_{r(HCl)} = 1 \cdot 1{,}008 + 1 \cdot 35{,}45 = 36{,}46$ u.m.a.

FÍJATE BIEN u.m.a.
Un átomo de C^{12} tiene una masa de 12 u.m.a.

ununbio Elemento químico de símbolo Uub, perteneciente al grupo 12 de la tabla periódica, de número atómico 112. Es un elemento radiactivo extremadamente inestable. Se cree que es un líquido gris plateado. Se conoce un radioisótopo, el Uub-277, que tiene una vida media de 0,28 milisegundos.

ununhexio Elemento químico de símbolo Uuh, perteneciente al grupo 16 de la tabla periódica, de número atómico 116. Es un elemento radiactivo muy inestable. Se cree que es un metal gris plateado. Se conoce un radioisótopo, el Uuh-292, que tiene una vida media de 47 milisegundos.

ununquadio Elemento químico de símbolo Uuq, perteneciente al grupo 14 de la tabla periódica, de número atómico 114. Es un elemento radiactivo muy inestable. No se han podido investigar sus propiedades físicas ni químicas; se cree que es un metal gris plateado. Se conocen dos radioisótopos, el Uuq-287 y el Uuq-289; el más estable tiene una vida media de 0,28 milisegundos.

uranio Elemento químico de símbolo U, perteneciente a la serie de los actínidos, de número atómico 92 y masa atómica 238,02. Se presenta como un metal radiactivo blanco plateado, muy duro y paramagnético. Químicamente es muy reactivo. Se oxida en contacto con el aire. Finamente dividido reacciona con el agua; también es atacado por los ácidos no oxidantes. Se conocen 25 radioisótopos, de los cuales los más estables son el U-234, el U-235 y el U-238. Se usa como combustible de centrales nucleares, en la síntesis de elementos transuránicos y en la fabricación de vidrios especiales.

- **uranio, compuestos de** Conjunto de los elementos químicos que presentan uranio en su estructura. Los más importantes son los óxidos. El dióxido de uranio u óxido de uranio (IV), UO_2, es un sólido negro, insoluble en agua, que se utiliza como combustible en reactores de fusión. El trióxido de uranio u óxido de uranio (VI), UO_3, es un sólido insoluble en agua que se usa en la fabricación de vidrio y como agente

de cristalización. El octaóxido de triuranio, U_3O_8, es un compuesto no estequiométrico que se presenta como un sólido amarillo-oliváceo y que se usa en el proceso de enriquecimiento del uranio para la fabricación de combustible para las centrales nucleares.

● **uranio, serie del** ⇨ SERIE RADIACTIVA DEL URANIO

urea Amida del ácido carbónico de fórmula $CO(NH_2)$. Es el principal metabolito de las proteínas y se excreta por la orina. Se presenta en forma de cristales blancos, casi inodoros y de sabor salino, solubles en agua, alcohol y benceno. Se obtiene industrialmente por hidrólisis parcial de la cianamida o por reacción de dióxido de carbono y amoníaco. Tiene aplicaciones en síntesis orgánica, como fertilizante y alimento para el ganado, en la preparación de plásticos y en separaciones analíticas.

¿SABÍAS QUE...? urea

La urea fue el primer producto orgánico que se obtuvo por síntesis a partir de un compuesto inorgánico. Al ser descubierta por F. Wöhler en 1828, se deshizo la teoría de que para la obtención de sustancias orgánicas era necesaria una cierta fuerza vital propia solamente de los seres vivos.

úrico, ácido Producto final del metabolismo de las purinas en el hombre y en otros vertebrados. Es un sólido cristalino, incoloro e inodoro, insoluble en agua, alcohol y éter, y soluble en álcalis y en glicerol. Se obtiene del guano. Se emplea en síntesis orgánica.

V W

vacío Zona o espacio donde no hay partículas materiales o hay muy pocas y, en consecuencia, la presión es muy baja. El vacío perfecto, es decir, la ausencia completa de materia, no existe. Experimentalmente se han alcanzado presiones del orden de 10^{-5} y 10^{-7} Pa.

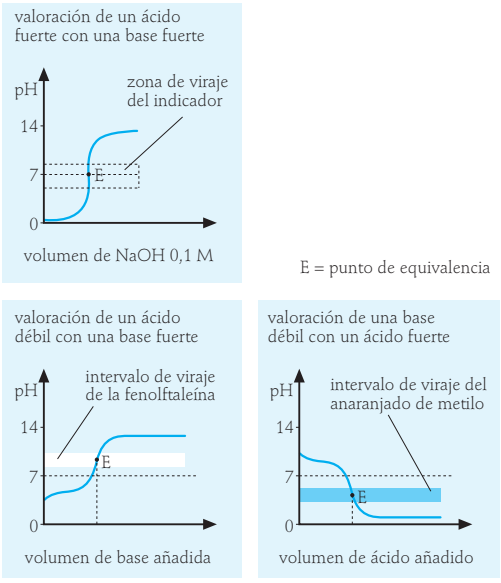
valencia Número entero sencillo que indica la capacidad que tiene un átomo de un elemento para combinarse con otro elemento. En los compuestos iónicos equivale a la carga eléctrica real del ion y en las sustancias covalentes representa el número de electrones que aporta el elemento para ser compartidos. Se asigna número positivo para las pérdidas parciales o reales de electrones y negativo para las ganancias. Es preferible utilizar el número de oxidación.

Ejemplo

En el cloruro de cobre (II), el cobre actúa con valencia +2 y ha perdido 2 electrones por átomo en el momento de formar el compuesto iónico, mientras que el cloro actúa con valencia –1 y ha ganado 1 electrón por átomo.
En un compuesto covalente como el H_2SO_4, el hidrógeno actúa con valencia +1, el azufre con valencia +6 y el oxígeno, –2.

valoración, curvas de Gráfico que muestra la evolución del pH respecto del volumen introducido de la disolución patrón en una valoración volumétrica ácido-base. La línea no sufre grandes modificaciones hasta que llega al punto de equivalencia; en este punto, una sola gota puede producir un cambio brusco en el pH, por lo que la curva se hace más pronunciada.

valoración volumétrica



Distintas curvas de valoración en función del ácido y la base.

valoración volumétrica Método de determinación de la concentración de una sustancia a través de la medida del volumen de otra sustancia denominada *patrón*, de la que se conoce su concentración y que reacciona con una cantidad fija de la sustancia problema. La sustancia patrón se deja caer gota a gota mediante una bureta a la solución que va a ser valorada. La valoración finaliza cuando se alcanza el punto de equivalencia; éste se determina mediante los indicadores.

vanadio Elemento químico de símbolo V, perteneciente al grupo 5 de la tabla periódica, de número atómico 23 y masa atómica 50,942. Se presenta como un metal gris plateado, blando y dúctil. Químicamente es un elemento relativamente inerte. No es atacado por el aire a temperaturas bajas; en caliente se oxida suavemente. No reacciona con el agua, los ácidos ni las bases. Tiene dos isótopos estables o de vida media muy larga, el V-50 y el V-51; se conocen 22 radioisótopos. Se usa ampliamente en la creación de aleaciones, como catalizador, como agente reductor y en la fabricación de pinturas.

Van der Waals, ecuación de Ecuación que muestra la relación existente entre las variables termodinámicas para los gases reales: $(P + \frac{a}{V^2}) \cdot (V - b) = R \cdot T$, donde *a* y *b* son coeficientes específicos de cada gas, *R* la constante de los gases, y *P*, *V* y *T* son las variaciones termodinámicas.

Van der Waals, fuerzas de Fuerzas de tipo electrostático que aparecen en las interacciones entre las moléculas covalentes, sobre todo cuando presentan polaridad. Son mucho menos fuertes que los enlaces químicos. Aumentan su intensidad cuanto mayor sea la masa molecular. Son las responsables de que los gases se desvíen del comportamiento ideal. Las propiedades físicas de los compuestos, como el punto de fusión y de ebullición, y por tanto el estado físico, son consecuencia de las fuerzas de Van der Waals.

Ejemplo

En los halógenos, el flúor y el cloro son gases, el bromo es un líquido volátil y el yodo, un sólido sublimable. Se produce un incremento de los puntos de fusión y ebullición al aumentar la masa molecular, explicable por las fuerzas de Van der Waals.

Van't Hoff, ecuación de Ecuación que relaciona la presión osmótica de una disolución con su concentración molar: $\pi \cdot = c \cdot R \cdot T$, donde *c* es la concentración molar o molaridad. Se tiene que $c = \frac{n}{V}$ (moles/volumen) y sustituyendo aparece la expresión: $\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$. Solamente es válida si las moléculas del soluto no están ionizadas y si la disolución es diluida.

➪ OSMÓTICA, PRESIÓN

¿SABÍAS QUE...? Van't Hoff, ecuación de

A través de sus investigaciones sobre la actividad óptica, Jacobus Van't Hoff llegó a la conclusión de que el carbono →

presenta cuatro enlaces tetraédricos iguales. De aquí derivaron las propiedades osmóticas de sustancias que contienen carbono.

vapor Gas cuya temperatura está por debajo de la crítica. Un vapor puede licuarse por efecto de un aumento de la presión, pero un gas no.

● **vapor, presión de** ⇨ PRESIÓN DE VAPOR

velocidad de reacción Magnitud que mide la variación de la concentración de los reactivos o productos por unidad de tiempo. Se expresa como la derivada de la concentración respecto del tiempo: $v_1 = \frac{-dc_{reactivos}}{dt}$ o $v_2 = \frac{dc_{productos}}{dt}$. De aquí se obtiene la ecuación de la velocidad: $aA + bB \leftrightarrows cC + dD$ $\begin{matrix} v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b \\ v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d \end{matrix}$.

Entre los factores que pueden modificar la velocidad de reacción figuran el estado de subdivisión de los reactivos (cuanta más superficie de contacto, más rápida será la reacción), la naturaleza de las sustancias reaccionantes, la temperatura (a mayor temperatura, más choques eficaces), la concentración de los reactivos y los catalizadores.

Ejemplo

Si en un vaso se ponen un trozo de mármol, $CaCO_3$, y ácido clorhídrico, HCl, tiene lugar una reacción. No obstante, si previamente se tritura el mármol, la reacción será mucho más rápida, ya que presentará más superficie de contacto.

vidrio Sustancia silicatada que no presenta cristalización. Sus características generales son la transparencia frente a las radiaciones visibles, la dureza, la resistencia química frente a la corrosión y la fragilidad. Otra característica es que no presenta un punto de fusión definido. La estructura básica del vidrio es una red tridimensional de tetraedros de SiO_4. No obstante, sus características pueden modificarse con la adición de otros óxidos.

viscosidad Resistencia que presenta un líquido al movimiento. Se debe a las fuerzas de cohesión entre las partículas del líquido. A mayor temperatura, menor viscosidad.

> ***Ejemplo***
>
> El agua es un fluido y tiene poca viscosidad. En cambio, el aceite es muy viscoso y fluye con dificultad.

- **viscosidad, coeficiente de** Fuerza necesaria por unidad de superficie para obtener una velocidad de 1 m/s paralela a la superficie y aplicada a 1 m de distancia. Se simboliza por $\eta = \frac{F \cdot l}{S \cdot v}$ y equivale a la presión de 1 Pa por segundo.

vitaminas Sustancias orgánicas necesarias en pequeñas cantidades para el mantenimiento de las funciones metabólicas de los organismos. Los animales superiores no tienen capacidad para sintetizar vitaminas y las tienen que obtener de plantas, animales o microorganismos que forman parte de su dieta o de su tubo digestivo. Según su solubilidad, se clasifican en hidrosolubles (como el complejo vitamina B y la vitamina C), que realizan la función bioquímica de coenzimas o de precursores de coenzimas, y liposolubles (como las vitaminas A, D, E y K), que actúan en membranas celulares, afectando su permeabilidad y modificando los procesos de transporte.

volumen atómico Volumen del átomo que se obtiene a partir de la masa atómica relativa del elemento dividida por su densidad. Sus valores estándar se dan a 25 °C. El volumen atómico da una información del tamaño relativo de los átomos. Es una propiedad periódica que va incrementándose dentro de un grupo hacia abajo; dentro de un período, por lo general disminuye ligeramente hacia la derecha para volver a incrementarse en los últimos elementos.

> **¿SABÍAS QUE...?** volumen atómico
>
> El volumen atómico fue la primera propiedad periódica medida por Meyer en su intento de sistematizar la ordenación →

volumen molar

de los elementos químicos. El volumen de un elemento alcalino es el más grande de los elementos de un mismo período.

volumen molar Volumen que ocupa 1 mol de una sustancia. En el caso de sólidos y líquidos, este volumen depende de su densidad. En cambio, el volumen molar es el mismo para cualquier gas si las condiciones de presión y temperatura son las mismas; en condiciones normales, el volumen molar de un gas es de 22,4 l.

Ejercicio

Un recipiente cerrado contiene 10 dm^3 de nitrógeno a 250 °C y 103 Pa de presión. Calcula la masa de nitrógeno que contiene el recipiente y la densidad del gas en estas condiciones de presión y temperatura y en condiciones normales.

Se utiliza la ecuación de los gases ideales, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, y, sustituyendo $n = \text{masa}/M_r$, queda: $P \cdot V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M_r}$. Si se despeja:

$$m_{(N_2)} = \frac{P \cdot V \cdot M_r}{R \cdot T} = \frac{10^3\ \text{Pa} \cdot 10^{-2}\ \text{m}^3 \cdot 28 \cdot 10^{-3}\ \text{kg/mol}}{8{,}3\ \text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 523\ \text{K}} =$$

$$= 6{,}45 \cdot 10^{-5}\ \text{kg} \cdot \frac{10^6\ \text{mg}}{1\ \text{kg}} = 64{,}5\ \text{mg}$$ y la densidad,

$$d = \frac{m}{V} = \frac{6{,}45 \cdot 10^{-5}\ \text{kg}}{10^{-2}\ \text{m}^3} = 6{,}4 \cdot 10^{-3}\ \text{kg} \cdot \text{m}^{-3}.$$

Si las condiciones fueran las normales:

$d = \frac{m_{N_2}}{V_{c.n.}} = \frac{6{,}45 \cdot 10^{-5}\ \text{kg}}{22{,}4 \cdot 10^{-3}\ \text{m}^3} = 2{,}8 \cdot 10^{-3}\ \text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$; se observa que es casi tres veces menos que en el inicio.

volumetría Medida de volúmenes.

⇨ VALORACIÓN VOLUMÉTRICA

volumétrico, análisis Técnica de análisis cuantitativo consistente en la medida experimental de los volúmenes que intervienen en una reac-

ción química. Este análisis permite calcular la concentración de una solución de la que se ignora el valor o de la que se quiere confirmar uno ya conocido o analizado por otros métodos. El punto final de la reacción se pone de manifiesto mediante indicadores que cambian de color, por valoración volumétrica o por variaciones en propiedades físicas, como la conductividad eléctrica, el potencial electródico, etc.

⇨ VALORACIÓN VOLUMÉTRICA

wolframio Elemento químico de símbolo W, perteneciente al grupo 6 de la tabla periódica, de número atómico 74 y masa atómica 183,84. Se presenta como un metal blanco plateado, pesado, duro, dúctil y maleable. Tiene el punto de fusión más elevado de todos los elementos. Químicamente es bastante inerte. No es atacado por el aire, el agua ni los ácidos. Tiene cinco isótopos estables o de vida media muy larga, el W-180, el W-182, el W-183, el W-184 y el W-186; se conocen 28 radio-isótopos. Se usa en la fabricación de filamentos para lámparas, tubos de rayos X y de televisión, aleaciones, contactos eléctricos, herramientas de corte, barnices y tubos fluorescentes.

X x Y y Z z

xenón Elemento químico de símbolo Xe, perteneciente al grupo 18 de la tabla periódica, de número atómico 54 y masa atómica 131,29. Se presenta como un gas incoloro, inodoro e insípido. Químicamente es extremadamente inerte. No reacciona con el aire, el agua, los ácidos ni las bases. Tiene nueve isótopos estables o de vida media muy larga, el Xe-124, el Xe-126, el Xe-128, el Xe-129, el Xe-130, el Xe-131, el Xe-132, el Xe-134 y el Xe-136; se conocen 29 radioisótopos. Se usa en la fabricación de lámparas de descarga y en cámaras de burbujas de reactores nucleares.

yeso Mineral de fórmula $CaSO_4 \cdot H_2O$ perteneciente al grupo de los sulfatos. Se presenta en forma de masas fibrosas o en cristales tabulares incoloros, blancos o grises. Cristaliza en el sistema monoclínico y tiene una dureza de 2. Se utiliza en construcción y en la fabricación de fertilizantes y escayola.

yodhídrico, ácido Disolución acuosa del yoduro de hidrógeno, HI. El yoduro de hidrógeno es un gas amarillo pálido, denso y tóxico, que forma una disolución acuosa amarillenta. Es un ácido muy fuerte y corrosivo que actúa como un agente reductor enérgico.

yodo Elemento químico de símbolo I, perteneciente al grupo 17 de la tabla periódica, de número atómico 53 y masa atómica 126,9. Se presenta como un sólido cristalino, negro azulado, que desprende vapores. Químicamente es un elemento reactivo. Es estable en contacto con el aire, el agua y los ácidos no oxidantes; en cambio, es atacado por los ácidos oxidantes y las bases. Tiene un isótopo estable, el I-127, y se conocen 36 radioisótopos. Se usa en la fabricación de antisépticos y lámparas halógenas, en emulsiones fotográficas, en nutrición y en síntesis orgánica.

- **yodo, oxoácidos de** Combinaciones ternarias de yodo, oxígeno e hi-

drógeno. El ácido hipoyodoso, HIO, actúa como un ácido débil y como agente oxidante enérgico; es bastante inestable. El ácido yódico, HIO_3, es un sólido cristalino blanco que actúa como agente oxidante. El ácido peryódico existe en dos formas, HIO_4 y H_5IO_6; son sustancias inestables que actúan como agentes oxidantes.

yodoformo Compuesto de fórmula CHI_3 que se presenta en forma de polvos amarillos, untuosos al tacto, de olor característico y que funden a 120 °C. Es soluble en disolventes orgánicos y se usa como antiséptico.

yoduro Combinación binaria del yodo con un elemento más electropositivo.

- **yoduro de plata** ⇨ PLATA, COMPUESTOS DE
- **yoduro de potasio** ⇨ POTASIO, COMPUESTOS DE

Zeeman, efecto Desdoblamiento fino de las líneas del espectro del átomo de hidrógeno cuando se aplica un campo magnético externo. Tiene su explicación en el hecho de que, en ausencia de campos externos, los 3 orbitales p, los 5 d y los 7 f son iguales energéticamente, pero, al tener orientación distinta en el espacio, interactúan de forma diferente con el campo magnético exterior. De esta forma se introdujo el número cuántico magnético *m* y se asoció el número de líneas observadas con los orbitales u orientaciones posibles en cada caso.

- **Zeeman anómalo, efecto** Desdoblamiento de las líneas espectrales del átomo de hidrógeno observado en el efecto Zeeman gracias a una mejoría de las técnicas espectroscópicas. Es explicable porque el electrón puede girar sobre sí mismo en dos sentidos distintos, con lo que, al interaccionar con el campo magnético externo, da resultados energéticamente diferentes. Con estas observaciones se introdujo el número cuántico de espín.

APÉNDICE

RESUMEN DE FORMULACIÓN

	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock
HIDRUROS			
Metálicos $M^{(+n)}H^- \rightarrow MH_n$	*Hidruro* + raíz metal + *(-oso, -ico)* PbH_4 → hidruro plúmbico	Prefijo numeral + *hidruro de* + nombre metal NaH → hidruro de sodio	*Hidruro de* + nombre de metal + (valencia metal) FeH_2 → hidruro de hierro (II)
No metálicos $H^+N^{-n} \rightarrow H_nN$	Diversos nombres tradicionales NH_3 → amoníaco	Prefijo numeral + *hidruro de* + nombre no metal AsH_4 → tetrahidruro de arsénico	No aplicable
Hidrácidos $H^+N^{-n} \rightarrow H_nN$	*Ácido* + raíz no metal + *-hídrico* HCl → ácido clorhídrico	Raíz no metal + *-uro* + prefijo numeral + *-hidrógeno* H_2Se → seleniuro de dihidrógeno	Raíz no metal + *-uro* + *de hidrógeno* HBr → bromuro de hidrógeno
ÓXIDOS $E^{+n}O^{2-} \rightarrow E_2O_n$	*Óxido* o *anhídrido* (no metales) + (*hipo-* + raíz elemento + *-oso*) (raíz elemento + *-oso*) (raíz elemento + *-ico*) (*per-* + raíz elemento + *-ico*) Fe_2O_3 → óxido férrico Cl_2O_5 → anhídrido clórico	Prefijo numeral + *óxido de* + prefijo numeral + nombre elemento N_2O → monóxido de dinitrógeno	*Óxido de* + nombre elemento + (valencia elemento) Cl_2O_7 → óxido de cloro (VII)
HIDRÓXIDOS $M^{+n}OH^- \rightarrow M(OH)_n$	*Hidróxido* + raíz metal + *(-oso, -ico)* $Cu(OH)_2$ → hidróxido cúprico	Prefijo numeral + *hidróxido* + nombre metal $Ti(OH)_2$ → dihidróxido de titanio	*Hidróxido de* + nombre metal + (valencia metal) $Au(OH)_3$ → hidróxido de oro (III)
COMBINACIONES BINARIAS METAL-NO METAL Y NO METAL-NO METAL $E^{+m}N^{-n} \rightarrow E_nN_m$	Raíz de N + *-uro* + raíz de E + *(-oso, - ico)* $CoCl_3$ → cloruro cobáltico	Prefijo numeral + raíz de N + *-uro* + *de* + prefijo numeral + nombre de E UF_4 → tetrafluoruro de uranio	Raíz de N + *-uro* + *de* + nombre de E + (valencia de E) V_3N_2 → nitruro de vanadio (II)

M: metal; N: no metal; E: pueden ser ambos.

sigue en la página →

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

período	grupo Ia		IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa		VIIIa
1	1 **H** 1,00797 hidrógeno									
2	3 **Li** 6,940 litio		4 **Be** 9,0122 berilio							
3	11 **Na** 22,9898 sodio		12 **Mg** 24,312 magnesio							
4	19 **K** 39,102 potasio		20 **Ca** 40,08 calcio	21 **Sc** 44,956 escandio	22 **Ti** 47,90 titanio	23 **V** 50,942 vanadio	24 **Cr** 51,996 cromo	25 **Mn** 54,938 manganeso	26 **Fe** 55,847 hierro	27 **Co** 58,9332 cobalto
5	37 **Rb** 85,47 rubidio		38 **Sr** 87,62 estroncio	39 **Y** 88,905 itrio	40 **Zr** 91,22 circonio	41 **Nb** 92,906 niobio	42 **Mo** 95,94 molibdeno	43 **Tc** 98,906 tecnecio	44 **Ru** 101,07 rutenio	45 **Rh** 102,905 rodio
6	55 **Cs** 132,905 cesio		56 **Ba** 137,34 bario	57 **La** 138,91 lantano	72 **Hf** 178,49 hafnio	73 **Ta** 180,948 tántalo	74 **W** 183,85 wolframio	75 **Re** 186,2 renio	76 **Os** 190,2 osmio	77 **Ir** 192,2 iridio
7	87 **Fr** (223) francio		88 **Ra** (226) radio	89 **Ac** (227) actinio	104 **Rf** (261) rutherfordio	105 **Db** (262) dubnio	106 **Sg** (263) seaborgio	107 **Bh** (262) bohrio	108 **Hs** (265) hassio	109 **Mt** (266) meitnerio

* 6	58 **Ce** 140,12 cerio	59 **Pr** 140,907 praseodimio	60 **Nd** 144,24 neodimio	61 **Pm** (147) promecio	62 **Sm** 150,35 samario
* 7	90 **Th** 232,038 torio	91 **Pa** (231) protactinio	92 **U** 238,03 uranio	93 **Np** (237) neptunio	94 **Pu** (242) plutonio

número atómico
símbolo
masa atómica
nombre

sólido
líquido
gas
artificial

( ): masa atómica del isótopo de mayor vida de los conocidos

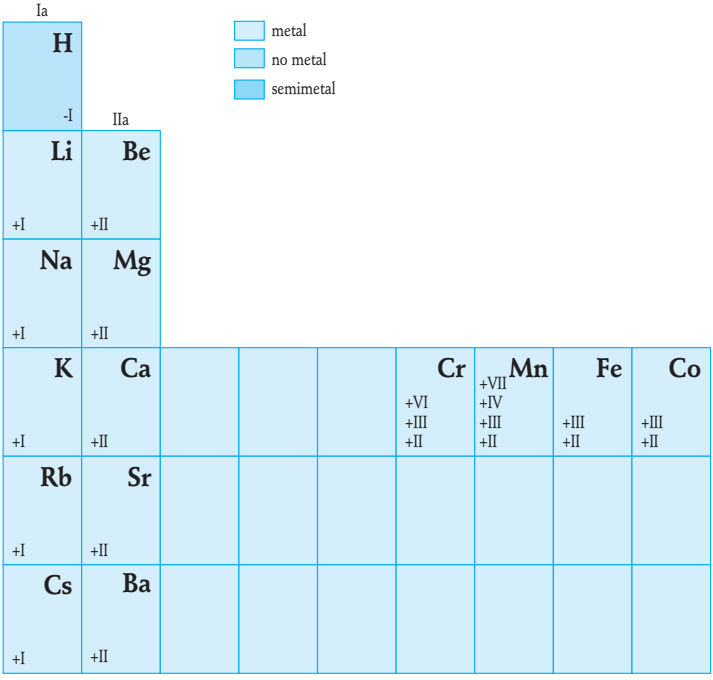
			IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	gases nobles
								2 **He** 4,0026 helio
			5 **B** 10,811 boro	6 **C** 12,0111 carbono	7 **N** 14,0067 nitrógeno	8 **O** 15,9994 oxígeno	9 **F** 18,9984 flúor	10 **Ne** 20,179 neón
			13 **Al** 26,9815 aluminio	14 **Si** 28,086 silicio	15 **P** 30,974 fósforo	16 **S** 32,064 azufre	17 **Cl** 35,453 cloro	18 **Ar** 39,948 argón
	Ib	IIb						
28 **Ni** 58,71 níquel	29 **Cu** 63,54 cobre	30 **Zn** 65,37 cinc	31 **Ga** 69,72 galio	32 **Ge** 72,59 germanio	33 **As** 74,9216 arsénico	34 **Se** 78,96 selenio	35 **Br** 79,904 bromo	36 **Kr** 83,80 criptón
46 **Pd** 106,4 paladio	47 **Ag** 107,870 plata	48 **Cd** 112,40 cadmio	49 **In** 114,82 indio	50 **Sn** 118,69 estaño	51 **Sb** 121,75 antimonio	52 **Te** 127,60 teluro	53 **I** 126,9044 yodo	54 **Xe** 131,3 xenón
78 **Pt** 195,09 platino	79 **Au** 196,976 oro	80 **Hg** 200,59 mercurio	81 **Tl** 204,37 talio	82 **Pb** 207,19 plomo	83 **Bi** 208,980 bismuto	84 **Po** (210) polonio	85 **At** (210) astato	86 **Rn** (222) radón

63 **Eu** 151,96 europio	64 **Gd** 157,25 gadolinio	65 **Tb** 158,924 terbio	66 **Dy** 162,50 disprosio	67 **Ho** 164,930 holmio	68 **Er** 167,26 erbio	69 **Tm** 168,934 tulio	70 **Yb** 173,04 iterbio	71 **Lu** 174,97 lutecio
95 **Am** (243) americio	96 **Cm** (247) curio	97 **Bk** 247 berkelio	98 **Cf** (251) californio	99 **Es** (254) einstenio	100 **Fm** (257) fermio	101 **Md** (256) mendelevio	102 **No** (254) nobelio	103 **Lr** (257) laurencio

ÍNDICES DE OXIDACIÓN

El índice, número o grado de oxidación es aquel número positivo o negativo que se asigna a cada elemento dentro de un compuesto para deducir de forma sencilla las fórmulas de las diferentes combinaciones posibles, aunque conviene aclarar que el índice de oxidación de un elemento sin combinar es cero. Dicho grado se puede considerar el número de electrones perdidos o ganados en el ion correspondiente.

La siguiente tabla muestra los índices de oxidación de los elementos más frecuentes. Si se observa de forma detenida, pueden deducirse unas reglas básicas debido a que existen ciertas relaciones



entre el índice de oxidación de un elemento y su posición en la tabla periódica:

– Los elementos metálicos tienen índices de oxidación positivos.

– Los elementos no metálicos pueden tener índices de oxidación positivos y negativos.

– El índice de oxidación positivo de un elemento alcanza como máximo el valor del grupo al que pertenece dentro de la tabla periódica. Si toma otros valores, éstos serán más pequeños. Además, por norma general, serán pares o impares en función de si el grupo al que pertenece el elemento es par o impar.

			IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	
			B +III	**C** +II +IV -IV	**N** +V +IV +III +II -III	**O** -II	**F** -I	
			Al +III	**Si** +IV -IV	**P** +V +III -III	**S** +VI +IV -II	**Cl** +VII +V +III +I -I	
Ni +III +II	**Cu** +II +I	**Zn** +II			**As** +V +III -III	**Se** +VI +IV -II	**Br** +VII +V +III +I -I	
Pd +IV	**Ag** +I	**Cd** +II		**Sn** +IV +II	**Sb** +V +III	**Te** +VI +IV -II	**I** +VII +V +III +I -I	
Pt +IV	**Au** +III +I	**Hg** +II +I		**Pb** +IV +II	**Bi** +V +III			

OXOÁCIDOS	*Ácido* + (*hipo-* + raíz elemento + *-oso*) (raíz elemento + *-oso*) (raíz elemento + *-ico*) (*per-* + raíz elemento + *-ico*) H_2SO_3 → ácido sulfuroso	Prefijo numeral + *-oxo-* + raíz elemento + *-ato* + *de* + prefijo numeral + *hidrógeno* $HClO_3$ → trioxoclorato de hidrógeno	*Ácido* + prefijo numeral + *-oxo-* + raíz elemento + *-ato* + (valencia elemento) H_2CO_3 → ácido trioxocarbonato (IV)
OXOSALES $M^{+m}N^{-n} \rightarrow M_nN_m$	Raíz N + (*hipo-* + *-ito* / *-ito* / *-ato* / *per-* + *-ato*) + raíz M + (*-oso*, *-ico*) $Pb(CO_3)_2$ → carbonato plúmbico	Prefijo numeral + *-oxo-* + raíz elemento + *-ato* + (valencia elemento) + *de* + nombre M + (valencia M) $Pb(SO_4)_2$ → tetraoxosulfato (VI) de plomo (IV)	No aplicable

M: metal; N: no metal; E: pueden ser ambos.